یونٹ

7

p بلاک عناصر (The p-Block Elements)

کیمسٹری میں تنوع p بلاک عناصر کی s-، d اور f- بلاک عناصر نیز خود اپنے بلاک کے عناصر کے ساتھ تعامل کرنے کی صلاحیت کا ثبوت ہے۔

مقاصد

اس اکائی کا مطالعہ کرنے کے بعد آپ اس قابل ہو جائیں گے کہ

- گروپ 15، 16، 17 اور 18 کے عناصر کی کیمیا میں عمومی رجحانات کا بیان کرسکیں۔
- ڈائی نائٹروجن اور فاسفورس کی تیاری، خصوصیات اور استعمال کے ساتھ ساتھ ان کے کچھ اہم مرکبات کے بارے میں بھی سیکھ سکیں۔
- ڈائی آکسیجن اور اوزون کی تیاری خصوصیات اور کچھ عام آکسائڈوں کی کیمسٹری کا بیان کرسکیں۔
- سلفر کے بہروپ اس کے اہم مرکبات کی کیمسٹری نیز اس کے آکسوایسڈوں کی ساخت کے بارے میں جان سکیں۔
- کلورین اور کلورک ہائڈرو، ایسڈ کی تیاری خصوصیات اور استعمال کا بیان کرسکیں۔
- انٹرہیلوجن کی کیمیا اور ہیلوجن کے آکسی ایسڈوں کی ساخت کے بارے میں جان سکیں۔
- نوبل گیسوں کے استعمال کو شمار کرسکیں۔
- ہماری روز مرہ کی زندگی میں ان عناصر اور ان کے مرکبات کی اہمیت کا بیان کرسکیں۔

گیارہویں جماعت میں آپ پڑھ چکے ہیں کہ p بلاک عناصر کو دوری جدول کے 13 تا 18 گروپ میں رکھا گیا ہے۔ ان کا ویلنس شیل الیکٹرانی تشکل ns^2np^{1-6} ہے (He کو چھوڑ کر جس کا الیکٹرانی تشکل $1s^2$ ہے)۔ p بلاک عناصر کی خصوصیات دیگر عناصر کی طرح ایٹمی سائز، آیونائزیشن اینتھالپی، الیکٹران گین اینتھالپی اور برقی منفیت (Electronegativity) سے بہت زیادہ متاثر ہوتی ہیں۔ دوسرے پیریڈ میں d الیکٹرانوں کی عدم موجودگی اور بھاری عناصر (تیسرے پیریڈ سے شروع ہو کر آگے تک d اور/ f اربٹل کی موجودگی عناصر کی خصوصیات پر بامعنی اثر ڈالتی ہے۔ اس کے ساتھ ساتھ دھات، دھات نما اور غیر دھات تینوں قسم کے سبھی عناصر کی موجودگی ان عناصر کی کیمسٹری میں تنوع کا سبب ہے۔

گیارہویں جماعت میں دوری جدول کے p بلاک کے گروپ 13 اور 14 کے عناصر کی کیمسٹری کا مطالعہ کرنے کے بعد آپ اس اکائی میں اس کے بعد کے گروپوں کے عناصر کی کیمسٹری کا مطالعہ کریں گے۔

7.1 گروپ 15 کے عناصر (Group 15 Elements)

گروپ 15 میں نائٹروجن، فاسفورس، آرسینک، اینٹی منی بسمتھ اور موسکوویم کو شامل کیا گیا ہے جیسے جیسے ہم گروپ میں نیچے جاتے ہیں غیر دھاتی خصوصیات، دھات نما (Metalloid) خصوصیات سے ہوتے ہوئے دھاتی خصوصیات کی طرف شفٹ ہوجاتی ہیں نائٹروجن اور فاسفورس غیر دھاتیں ہیں، آرسینک اور اینٹی فی دھات نما ہیں جبکہ بسمتھ اور موسکوویم ایک دھات ہے۔

7.1.1 وقوع (Occurrence)

کرہ بادہ کا 78% حجم سالماتی نائٹروجن پر مشتمل ہے۔قشر ارض میں یہ سوڈیم نائٹریٹ $NaNO_3$ (جسے چلی سالٹ پیٹر کہتے ہیں) اور پوٹاشیم نائٹریٹ (انڈین سالٹ پیٹر) کی شکل میں پایا جاتا ہے۔ یہ پودوں اور جانوروں میں پروٹین کی شکل میں پایا جاتا ہے۔ فاسفورس اپیٹائٹ فیملی $Ca_9(PO_4)_6.CaX_2$ (X = F, Cl, یا OH) کی معدنیات میں پایا جاتا ہے۔ (مثلاً فلواپیٹائٹ $Ca_9(PO_4)_6.CaF_2$) جو کہ فاسفیٹ چٹانوں کے اہم اجزا ہیں۔فلسفورس حیوانی اور نباتاتی مادہ کا لازمی جزو ہے۔ یہ ہڈیوں اور جاندار خلیوں میں موجود ہوتا ہے۔ فاسفوپروٹین دودھ اور انڈوں میں پایا جاتا ہے۔آرسینک اینٹی منی اور بسمتھ خاص طور سے سلفائڈ معدنیات کی شکل میں پائے جاتے ہیں۔ موسکوویم ایک مصنوعی تابکار عنصر ہے۔

موسکوویم کی علامت Mc ہے۔اس کا ایٹمی عدد 115 ۔ایٹمی کمیت 289 اور الیکٹرانی تشکل $[Rn]5f^{14}6d^{10}7s^2 7p^3$ ہے۔اس کی نصف زندگی بہت کم ہوتی ہے اور حصول بہت کم مقدار میں ہوتا ہے۔اس

جدول 7.1 گروپ 15 کے عناصر کی ایٹمی اور طبیعی خصوصیات

خصوصیت	N	P	As	Sb	Bi
ایٹمی عدد	7	15	33	51	83
ایٹمی کمیت/گرام فی مول	14.01	30.97	74.92	121.75	208.98
الیکٹرانی تشکل	$[He]2s^2 2p^3$	$[Ne]3s^2 3p^3$	$[Ar]3d^{10}4s^2 4p^3$	$[Kr]4d^{10}5s^2 5p^3$	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^2 6p^3$
آیونائزیشن اینتھالپی I	1402	1012	947	834	703
II $(\Delta_i H/(kJ\ mol^{-1})$	2856	1903	1798	1595	1610
III	4577	2910	2736	2443	2466
برقی منفیت	3.0	2.1	2.0	1.9	1.9
شریک گرفت نصف قطر pm^a	70	110	121	141	148
آینی نصف قطر/pm	171^b	212^b	222^b	76^c	103^c
نقطہ گداخت/K	63*	317^d	1089^e	904	544
نقطہ جوش/K	77.2*	554^d	888^f	1860	1837
کثافت/ $[g\ cm^{-3}(298\ K)]$	0.879^g	1.823	5.778^h	6.697	9.808

^{a} E^{III} واحد بانڈ (E=عنصر)؛ ^{b} E^{3-}؛ ^{c} E^{3+}؛ ^{d} سفید فاسفورس؛ ^{e} 38.6 atm پر سلیٹی شکل α؛ ^{f} تصعیدی درجۂ حرارت؛ ^{g} 63K پر؛ ^{h} سلیٹی شکل؛ *سالماتی N_2

کی کیمسٹری کو قائم کرنا باقی ہے۔ اس گروپ کے عناصر موسکوویم کے علاوہ کی اہم ایٹمی اور طبیعی خصوصیات ان کے الیکٹرانی تشکل کے ساتھ جدول 7.1 میں دی گئی ہیں۔

7.1.2 الیکٹرانی تشکل (Electronic Configuration)

گروپ کی ایٹمی، طبیعی اور کیمیائی خصوصیات کے رجحانات سے مندرجہ ذیل بحث کی گئی ہے۔
ان عناصر کا ویلنس شیکل الیکٹرانی تشکل ns^2np^3 ہے۔ان عناصر میں s اربٹل مکمل بھرا ہوا ہے اور p اربٹل نصف بھرے ہوئے ہیں جو ان کے الیکٹرانی شیل کو مزید استحکام عطا کرتے ہیں۔

7.1.3 ایٹمی اور آینی نصف قطر (Atomic and Ionic Radii)

شریک گرفت اور آینی (ایک مخصوص حالت میں) نصف قطر میں اضافہ ہوتا ہے۔ گروپ میں نیچے جانے پر N سے اور P تک شریک گرفت نصف قطر میں قابل لحاظ اضافہ دیکھا جاسکتا ہے۔ تاہم As سے Bi تک شریک گرفت نصف قطر میں معمولی اضافہ دیکھا جاسکتا ہے۔ ایسا بھاری عناصر میں مکمل بھرے ہوئے d اور/ یا f اربٹل کی موجودگی کی وجہ سے ہوتا ہے۔

7.1.4 آیونائزیشن اینتھالپی (Ionisation Enthalpy)

گروپ میں نیچے جانے پر ایٹمی سائز میں بتدریج اضافہ کی وجہ سے آیونائزیشن اینتھالپی میں کمی آتی ہے۔ زائد مستحکم نصف بھرے ہوئے p اربٹل الیکٹرانی تشکل اور کم سائز کی وجہ سے گروپ IS کے عناصر کی آیونائزیشن اینتھالپی نظیری پیریڈ میں گروپ 14 کے عناصر کے مقابلے بہت زیادہ ہے۔ آیونائزیشن اینتھالپی کی بڑھتی ہوئی ترتیب اس طرح ہے۔ $\Delta_iH_1 < \Delta_iH_2 < \Delta_iH_3$ (جدول 7.1)

7.1.5 برقی منفیت (Electronegativity)

عام طور سے گروپ میں نیچے جانے پر ایٹمی سائز میں اضافے کے ساتھ برقی منفیت گھٹتی ہے۔ تاہم بھاری عناصر میں یہ کمی بہت زیادہ نہیں ہے۔

7.1.6 طبیعی خصوصیات (Physical Properties)

اس گروپ کے سبھی عناصر کثیر ایٹمی ہیں۔ ڈائی نائٹروجن دو ایٹمی گیس ہے جبکہ باقی سبھی ٹھوس ہیں۔ گروپ میں نیچے کی طرف جانے پر دھاتی خصوصیت کم ہوتی چلی جاتی ہے۔ نائٹروجن اور فاسفورس غیر دھاتی ہیں۔ آرسینک اور اینٹی منی دھات نما (Metalloids) ہیں اور بسمتھ دھات ہے۔ ایسا آیونائزیشن اینتھالپی میں کمی اور ایٹمی سائز میں اضافہ کی وجہ سے ہے۔ گروپ میں نیچے جانے پر نقطہ جوش میں عام طور سے اضافہ ہوتا ہے لیکن نقطہ گداخت میں ارسینک تک تو اضافہ ہوتا ہے اور پھر بسمتھ تک اس میں کمی آتی جاتی ہے۔ نائٹروجن کے علاوہ سبھی عناصر بہروپیت ظاہر کرتے ہیں۔

7.1.7 کیمیائی خصوصیات (Chemical Properties)

تکسیدی حالتیں اور کیمیائی تعاملیت میں رجحانات

ان عناصر کی عام تکسیدی حالتیں 3+، 3– اور 5+ ہیں۔ گروپ میں نیچے جانے پر 3– تکسیدی حالت کو ظاہر کرنے کا رجحان کم ہوتا جاتا ہے کیونکہ سائز اور دھاتی خصوصیت میں اضافہ ہوتا چلا جاتا ہے۔ درحقیقت گروپ کا آخری رکن بسمتھ 3– تکسیدی حالت میں بہ مشکل ہی کوئی مرکب بناتا ہے۔ Bi (V) کا صرف ایک مرکب BiF_5 ہے۔ گروپ میں نیچے جانے پر 5+ تکسیدی حالت کے استحکام میں کمی اور 3+ تکسیدی حالت کے استحکام میں اضافہ (جامد جحتہ اثر کی وجہ سے) ہوتا ہے۔ 5+ تکسیدی حالت کے علاوہ نائٹروجن جب آکسیجن سے تعامل کرتی ہے تو یہ 1+، 2+، 4+ تکسیدی حالتوں کو بھی ظاہر کرتی ہے۔ اگر چہ یہ ہیلوجن کے ساتھ 5+ تکسیدی حالت میں مرکبات نہیں بناتی کیوں کہ اس کے پاس d آربٹل نہیں ہوتے جس میں وہ دوسرے عناصر کے الیکٹرانوں کو رکھ کر گرفت بنا سکے۔ فاسفورس بھی کچھ آکسوایسڈوں میں 1+ اور 4+ تکسیدی حالتوں کو ظاہر کرتا ہے۔

نائٹروجن کے معاملے میں 1+ سے 4+ تک سبھی تکسیدی حالتیں القلمی تیزابی محلول میں غیر متناسب کا رجحان ظاہر کرتی ہیں مثال کے طور پر

$$3HNO_2 \rightarrow HNO_3 + H_2O + 2NO$$

اسی طرح فاسفورس کے معاملے میں تقریباً سبھی ضمنی تکسیدی حالتیں اتھلی اور تیزابوں دونوں میں 5+ یا 3+ میں غیر متناسب ہوجاتی ہیں۔ حالانکہ آرسینک اینٹی منی اور بسمتھ 3+ تکسیدی حالت غیر متناسبیت کے ساتھ بہت زیادہ مستحکم ہوجاتی ہے۔

نائٹروجن کی زیادہ سے زیادہ ویلنسی 4 ہوسکتی ہے۔ کیونکہ صرف 4 اربٹل (ایک s اور تین p) ہی بندش کے

لیے دستیاب ہیں۔ بھاری عناصر کے باہری شیل میں خالی d اربٹل ہوتے ہیں جو کہ بندش (Covalency) میں استعمال کیے جاسکتے ہیں اوراس طرح یہ اپنی شریک گرفت میں توسیع کر لیتے ہیں جیسا کہ PF_6^- ہیں۔

نائٹروجن کی غیر مربوط خصوصیات (Anomalous Properties of Nitrogen)

نائٹروجن اپنے چھوٹے سائز، زیادہ برقی منفیت، زیادہ آیونائزیشن اینتھالپی اور d اربٹل کی عدم دستیابی کی وجہ سے گروپ کے دیگر ممبران سے مختلف ہے۔ نائٹروجن میں اپنے ساتھ اور چھوٹے سائز نیز زیادہ برقی منفیت والے عناصر (جیسے C, O) کے ساتھ $p\pi$-$p\pi$ کثیر بانڈ بنانے کی ایک انوکھی صلاحیت ہے۔ اس گروپ کے بھاری عناصر $p\pi$-$p\pi$ بانڈ نہیں بناتے کیونکہ ان کے ایٹمی اربٹل اتنے بڑے اور منفوذ (Diffuse) ہوتے ہیں کہ وہ موثر اور لیپنگ نہیں کر سکتے۔ اس طرح نائٹروجن کا سالمہ دو ایٹمی ہوتا ہے جس میں دو ایٹموں کے درمیان تہرا بانڈ (ایک s اور دو p) ہوتا ہے۔ نتیجتاً اس کی بانڈ اینتھالپی ($941.4\ kJ\ mol^{-1}$) بہت زیادہ ہے۔ اس کے برعکس فاسفورس، آرسینک اور اینٹی منی واحد بانڈ بناتے ہیں جیسے کہ P–P، As–As، Sb–Sb جبکہ بسمتھ عنصری حالت میں دھاتی بانڈ بناتا ہے۔ حالانکہ واحد N–N بانڈ واحد P–P بانڈ کے مقابلے میں کمزور ہوتا ہے کیونکہ غیر بندشی الیکٹرانوں کے بہت زیادہ انٹر الیکٹرانک دفع کی وجہ سے بانڈ کی لمبائی کم ہوجاتی ہے۔ نتیجتاً نائٹروجن میں کیٹنیشن کا رجحان کم ہوجاتا ہے۔ ایک اورعوامل جو نائٹروجن کی کیمسٹری کو متاثر کرتا ہے وہ ہے اس کی ویلنس شیکل میں d اربکل کی عدم موجودگی۔ اس کی ویلنسی 4 تک محدود رہنے کے علاوہ نائٹروجن $d\pi$–$p\pi$ بانڈ نہیں بناسکتی جیسا کہ بھاری عناصر کرتے ہیں مثلاً $R_3P = O$ یا $R_3P = CH_2$ (R-القلی گروپ) فاسفورس اور آرسینک عبوری عناصر کے ساتھ بھی $d\pi$–$p\pi$ بانڈ بنا سکتے ہیں جب ان کے مرکبات جیسے $P(C_2H_5)_3$ اور $As(C_6H_5)_3$ لیگند کے طور پر کام کرتے ہیں۔

(i) **ہائڈروجن کے تئیں تعاملیت :** گروپ 15 کے سبھی عناصر EH_3 قسم کے ہائڈرائڈ بناتے ہیں جہاں E = N, P, As, Sb اور Bi ہے۔ ان ہائڈرائڈ کی کچھ خصوصیات جدول 7.2 میں دکھائی گئی ہیں۔ ہائڈرائڈ اپنی خصوصیات میں باقاعدہ (Gradation) ظاہر کرتے ہیں۔ ہائڈرائڈ کا استحکام NH_3 سے BiH_3 تک گھٹتا ہے۔ جس کا مشاہدہ ان کی بانڈ تحلیل اینتھالپی سے کیا جاسکتا ہے۔ نتیجتاً ہائڈرائڈوں کی تحویلی خصوصیت میں اضافہ ہوتا ہے۔ واحد امونیا ایک معمولی تحویلی ایجنٹ ہے جبکہ BiH_3 تمام ہائڈرائڈوں میں سب سے زیادہ طاقتور تحویلی ایجنٹ ہے۔ اساسیت میں بھی مندرجہ ذیل ترتیب کے مطابق کمی آتی ہے۔ $NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3 > BiH_3$: نائٹروجن کی چھوٹی جسامت اور اعلیٰ الیکٹرونیگیٹیوٹی کی وجہ سے NH_3 ٹھوس اور رقیق حالتوں میں ہائیڈروجن گرفت دکھاتی ہے۔ اس کی وجہ سے اس کا نقطۂ گداخت اور نقطۂ ابال PH_3 کے مقابلے میں زیادہ ہوتا ہے۔

جدول 7.2 گروپ 15 کے عناصر کے ہائڈرائڈوں کی خصوصیت

خصوصیت	NH_3	PH_3	AsH_3	SbH_3	BiH_3
نقطہ گداخت / K	195.2	139.5	156.7	185	–
نقطہ جوش / K	238.5	185.5	210.6	254.6	290
(E–H) فاصلہ / pm	101.7	141.9	151.9	170.7	–

HEH زاویہ (°)	107.8	93.6	91.8	91.3	–
$\Delta_f H^\ominus / kJ\ mol^{-1}$	–46.1	13.4	66.4	145.1	278
$\Delta_{diss} H^\ominus (E–H) / kJ\ mol^{-1}$	389	322	297	255	–

(ii) **آکسیجن کے تئیں تعاملیت** *(Reactivity towards oxygen)* : یہ سبھی عناصر دو قسم کے آکسائڈ بناتے ہیں E_2O_3 اور E_2O_5۔ اونچی تکسیدی حالت میں عنصر کا آکسائڈ کم تکسیدی حالت کے مقابلے زیادہ تیزابی ہوتا ہے۔ گروپ میں نیچے جانے پر ان کی تیزابی خصوصیت گھٹتی جاتی ہے۔ نائٹروجن اور فاسفورس کے E_2O_5 قسم کے آکسائڈ خالص تیزابی ہوتے ہیں آرسینک اور اینٹی منی کے ایمفوٹیرک اور بسمتھ کے آکسائڈ اساسی ہوتے ہیں۔

(iii) **ہیلوجن کے تئیں تعاملیت** *(Reactivity towards halogens)* : یہ عناصر تعامل کرکے دو قسم کے ہیلائڈ بناتے ہیں۔ EX_3 اور EX_5۔ اپنے ویلنس شیل میں d اربٹل کی عدم موجودگی کی وجہ سے نائٹروجن پینٹا ہیلائڈ نہیں بناتی۔ ٹرائی ہیلائڈوں کے مقابلے پینٹا ہیلائڈ زیادہ شریک گرفت ہوتے ہیں۔ یہ اس وجہ سے ہوتا ہے کہ پینٹا ہیلائڈ میں 5+ اور ٹرائی ہیلائڈ میں 3+ تکسیدی حالتیں ہوتی ہیں۔ چونکہ 5+ تکسیدی حالت میں عناصر کی تقطیبی قوت 3+ تکسیدی حالت کی بنسبت زیادہ ہوتی ہے لہٰذا شریک گرفت کی خصوصیت پینٹا ہیلائڈ میں زیادہ ہوتی ہے۔ نائٹروجن کے علاوہ ان عناصر کے تمام ہیلائڈ مستحکم ہوتے ہیں۔ نائٹروجن میں صرف NF_3 ہی مستحکم ہے۔ BiF_3 کے علاوہ ٹرائی ہیلائڈ بہت زیادہ شریک گرفت نوعیت کے ہیں۔

(iv) دھاتوں کے تئیں تعاملیت *(Reactivity towards metals)*: یہ سبھی عناصر دھاتوں کے ساتھ تعامل کرکے بائنری مرکبات بناتے ہیں اور 3+ تکسیدی حالت کو ظاہر کرتے ہیں مثلاً Ca_3N_2 (کیلشیم نائٹرائڈ) Ca_3P_2 (کیلشیم فاسفائڈ) Na_3As (سوڈیم آرسینائڈ) Zn_3Sb_2 (زنک اینٹی مونائڈ) اور Mg_3Bi_2 (میگنیشیم بسمتھائڈ)

مثال 7.1

حالانکہ نائٹروجن 5+ تکسیدی حالت کو ظاہر کرتی ہے لیکن یہ پینٹا ہیلائڈ نہیں بناتی۔ وجہ بتائیے۔

حل

نائٹروجن (n = 2) میں صرف s اور p اربٹل ہوتے ہیں۔ اس کے پاس اپنے ویلنس میں چار سے آگے توسیع کے لیے d اربٹل نہیں ہوتے۔ اسی لیے یہ پینٹا ہیلائڈ نہیں بناتی۔

مثال 7.2

PH_3 کا نقطہ جوش NH_3 کے مقابلے کم ہے۔ کیوں؟

حل

NH_3 کی طرح PH_3 کے سالمات رقیق حالت میں ہائڈروجن بندش کے ذریعہ جڑے ہوئے نہیں ہوتے۔ اسی وجہ سے PH_3 کا نقطہ جوش NH_3 کے مقابلے کم ہوتا ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.1 ٹرائی ہیلائڈوں کے مقابلے P، As، Sb اور B کے پینٹا ہیلائڈ زیادہ شریک گرفت کیوں ہوتے ہیں؟

7.2 گروپ 15 عناصر کے تمام ہائڈرائڈوں میں BiH_3 سب سے مضبوط تحویلی ایجنٹ ہے۔ کیوں؟

7.2 ڈائی نائٹروجن (Dinitrogen)

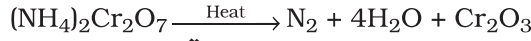
تیاری (Preparation)

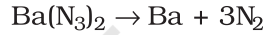
ڈائی نائٹروجن کو تجارتی پیمانے پر ہوا کی اماعت (Liquifaction) اور کسری کشید (Fractional Distillation) سے تیار کیا جاتا ہے۔ رقیق ڈائی نائٹروجن (b.p. 77.2k) کی کشید پہلے ہوتی ہے جبکہ رقیق آکسیجن (p.p. 90k) کی کشید اس کے بعد ہوتی ہے۔

تجربہ گاہ میں ڈائی نائٹروجن کو بنانے کے لیے امونیم کلورائڈ کے آبی محلول کا سوڈیم نائٹریٹ کے ساتھ تعامل کرایا جاتا ہے۔

$$NH_4CI(aq) + NaNO_2(aq) \quad N2(g) + 2H_2O(l) + NaCl\ (aq)$$

اس تعامل میں تھوڑی سی مقدار میں NO اور HNO_3 بھی بنتے ہیں۔ یہ ملاوٹیں گیس کو پٹاشیم ڈائی کرومیٹ پر مشتمل آبی سلفیورک ایسڈ میں سے گزار کر دور کی جاسکتی ہیں۔ اسے امونیم ڈائی کرومیٹ کی حرارتی تحلیل سے بھی حاصل کیا جاسکتا ہے۔

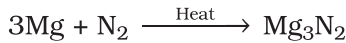
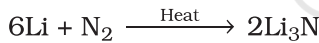
$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{\text{Heat}} N_2 + 4H_2O + Cr_2O_3$$

بہت زیادہ خالص نائٹروجن کو سوڈیم یا بیریم ایزائڈ کی حرارتی تحلیل سے حاصل کیا جاسکتا ہے۔

$$Ba(N_3)_2 \rightarrow Ba + 3N_2$$

خصوصیات (Properties)

ڈائی نائٹروجن بے رنگ، بغیر بو، بے ذائقہ اور غیر سمی گیس ہے۔ اس کے دو مستحکم آئسوٹوپ ہیں ^{14}N اور ^{15}N یہ پانی میں بہت کم حل پذیر ہے (273k اور Ibar دباؤ پر فی لیٹر پانی میں $23.2\ cm^3$) اس کے نقطہ انجماد اور نقطہ جوش کم ہوتے ہیں (جدول 7.1)

کمرہ کے درجہ حرارت پر ڈائی نائٹروجن بہت زیادہ غیر عامل ہے کیونکہ N≡N بانڈ کی بانڈ اینتھالپی زیادہ ہوتی ہے۔ حالانکہ درجہ حرارت میں اضافہ کے ساتھ تعاملیت میں تیزی سے اضافہ ہوتا ہے۔ اونچے درجہ حرارت پر یہ کچھ دھاتوں کے ساتھ تعامل کرکے آینی نائٹرائڈ بناتی ہے اور غیر دھاتوں کے ساتھ شریک گرفت نائٹرائڈ بناتی ہے۔ کچھ تعاملات ذیل میں دیے گئے ہیں۔

$$6Li + N_2 \xrightarrow{\text{Heat}} 2Li_3N$$

$$3Mg + N_2 \xrightarrow{\text{Heat}} Mg_3N_2$$

یہ تقریباً 773 K پر وسیط کی موجودگی میں ہائڈروجن سے تعامل کرکے (ہیبر س پراسس) امونیا بناتی ہے۔

$$N_2(g) + 3H_2(g) \underset{}{\overset{773\ K}{\rightleftharpoons}} 2NH3(g); \quad \Delta_f H^{\ominus} = -46.1\ kJmol^{-1}$$

صرف بہت زیادہ درجہ حرارت (تقریباً 2000 K پر) پر ڈائی نائٹروجن ڈائی آکسیجن سے تعامل کرکے نائٹرک آکسائڈ، NO بناتی ہے۔

$$N_2 + O_2(g) \overset{\text{Heat}}{\rightleftharpoons} 2NO(g)$$

استعمال : ڈائی نائٹروجن کا سب سے اہم استعمال امونیا بنانے میں اور نائٹروجن پر مشتمل دیگر صنعتی کیمیا بنانے میں کیا جاتا ہے۔ (مثلاً کیلشیم سائنمائڈ) جہاں غیر عامل کرہ باد کی ضرورت ہوتی ہے وہاں بھی اس کا استعمال کیا جاتا ہے۔ (مثلاً آئرن اور اسٹیل انڈسٹری میں، متعامل کیمکلس کے

لیے غیر عامل میڈیم) رقیق ڈائی نائٹروجن کا استعمال حیاتیاتی اشیاء، غذائی مادے اور کرایوسرجری (Cryosurgery) میں ریفریجرنٹ کے طور پر کیا جاتا ہے۔

مثال 7.3

سوڈیم ایزائڈ کی حرارتی تحلیل کے لیے تعامل لکھیے۔

حل

سوڈیم ایزائڈ کی حرارتی تحلیل کے نتیجے میں ڈائی نائٹروجن گیس پیدا ہوتی ہے۔

$$2NaN_3 \rightarrow 2Na + 3N_2$$

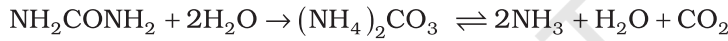
متن پر مبنی سوالات

7.3 کمرہ کے درجہ حرارت پر N_2 کم تعامل پذیر کیوں ہے؟

7.3 امونیا (Ammonia)

تیاری (Preparation)

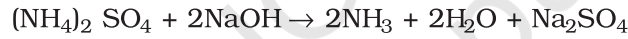
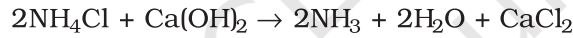
امونیا ہوا اور مٹی میں کم مقدار میں موجود ہوتی ہے جہاں یہ نائٹروجنی نامیاتی مادہ (مثلاً یوریا) کی تحلیل کے نتیجے میں پیدا ہوتی ہے۔

$$NH_2CONH_2 + 2H_2O \rightarrow (NH_4)_2CO_3 \rightleftharpoons 2NH_3 + H_2O + CO_2$$

چھوٹے پیمانے پر امونیا کو امونیا نمک سے حاصل کیا جاتا ہے جو کہ کاسٹک سوڈا یا چونے کے ساتھ تعامل کرکے تحلیل ہوجاتا ہے۔

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow 2NH_3 + 2H_2O + CaCl_2$$

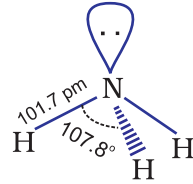
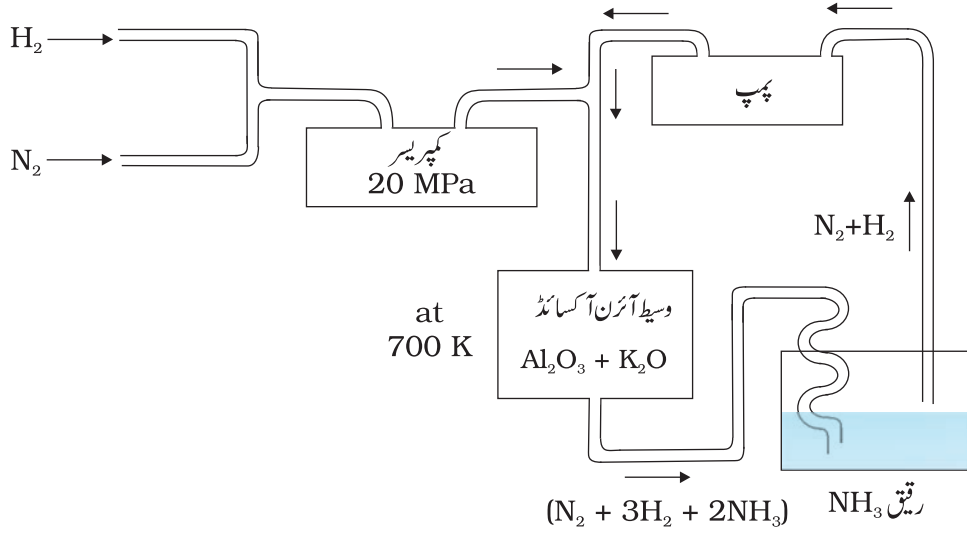
$$(NH_4)_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow 2NH_3 + 2H_2O + Na_2SO_4$$

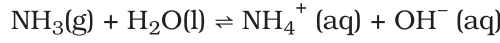
بڑے پیمانے پر امونیا کو ہیبر پراسس کے ذریعہ تیار کیا جاتا ہے۔

$$N_2(g) + 3H_2(g) ⑦ 2NH_3(g); \quad \Delta_f H^\ominus = -46.1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

لے چیٹلرس اصول کے مطابق، امونیا کی تشکیل کے لیے اونچا دباؤ موافق ہوگا۔ $200 \quad 10^5$ Pa (تقریباً 200 atm)، 700 K ~ کا درجہ حرارت نیز K_2O اور Al_2O_3 پر مشتمل آئرن آکسائڈ جیسے وسیط کا استعمال تاکہ توازن کی حالت کو حاصل کرنے کی شرح میں اضافہ ہو سکے، یہ کچھ ایسے حالات ہیں جو امونیا کی تیاری کے لیے موافق ہیں۔ امونیا کی تیاری سے متعلق فلو چارٹ شکل 7.1 میں دکھایا گیا ہے۔

خصوصیات (Properties)

امونیا ایک بے رنگ گیس ہے جس میں سے تیز بو آتی ہے۔ اس کے نقطہ انجماد اور نقطہ جوش بالترتیب 198.4 K اور 239.7 K ہیں۔ ٹھوس اور رقیق حالت میں یہ ہائڈروجن بانڈ سے منسلک ہوتی ہے جیسا کہ پانی میں ہوتا ہے جس کی وجہ سے اس کے نقطہ گداخت اور نقطہ جوش کی قدریں سالماتی کمیت کی بنیاد پر متوقع قدروں کے مقابلے زیادہ ہوتی ہیں۔ امونیا کا سالمہ ٹرائی گونل پیرامڈل ہوتا ہے جس کی چوٹی پر نائٹروجن ایٹم ہے۔ اس میں الیکٹران کے تین بانڈ پیئر اور ایک لون پیئر ہوتا ہے جیسا کہ اس کی ساخت میں دکھایا گیا ہے۔

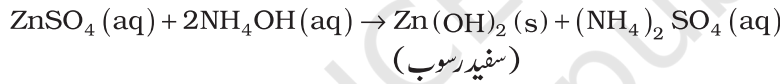
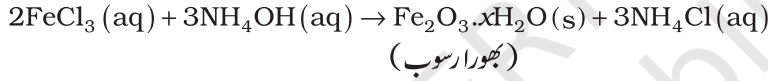
امونیا گیس پانی میں بہت زیادہ حل پذیر ہے۔ اس کا آبی محلول OH^- آینوں کی تشکیل کی وجہ سے معمولی اساس ہوتا ہے۔

شکل 7.1 : امونیا کی تیاری کا فلوچارٹ

$$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

یہ تیزابوں کے امونیم نمک بناتی ہے مثلاً NH_4Cl, $(NH_4)_2SO_4$ وغیرہ۔ کمزور اساس کے طور پر یہ کئی دھاتوں کے ہائڈروکسائڈوں کی ان کے نمک محلولوں سے ترسیب کر دیتی ہے۔ مثال کے طور پر

$$2FeCl_3(aq) + 3NH_4OH(aq) \rightarrow Fe_2O_3.xH_2O(s) + 3NH_4Cl(aq)$$

(بھورا رسوب)

$$ZnSO_4(aq) + 2NH_4OH(aq) \rightarrow Zn(OH)_2(s) + (NH_4)_2SO_4(aq)$$

(سفید رسوب)

امونیا سالمہ کے نائٹروجن ایٹم پر الیکٹرانوں کے لون پیئر کی موجودگی اسے لیوئس اساس بنا دیتی ہے۔ یہ ایک الیکٹران کا جوڑا دے کر دھاتی آینوں کے ساتھ بندش کرتی ہے۔ اور ایسے کمپلیکس مرکبات کی تشکل کرتی ہے جن کا استعمال Cu^{2+} اور Ag^{2+} جیسے دھاتی آینوں کی شناس میں کیا جاتا ہے۔

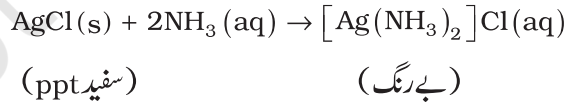
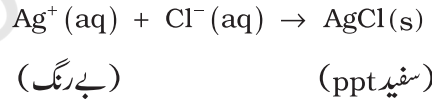
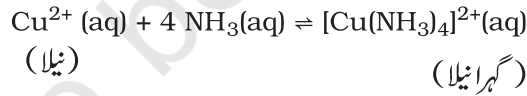
$$Cu^{2+}(aq) + 4NH_3(aq) \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]^{2+}(aq)$$

(نیلا) (گہرا نیلا)

$$Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$$

(بے رنگ) (سفید ppt)

$$AgCl(s) + 2NH_3(aq) \rightarrow [Ag(NH_3)_2]Cl(aq)$$

(سفید ppt) (بے رنگ)

استعمال: امونیا کا استعمال متعدد نائٹروجنی فرٹیلائزر (امونیم نائٹریٹ، یوریا، امونیم فاسفیٹ اور امونیم سلفیٹ) بنانے میں اور کچھ غیر نامیاتی نائٹروجنی مرکبات جن میں سب سے زیادہ اہم نائٹرک ایسڈ ہے بنانے میں کیا جاتا ہے۔ رقیق امونیا کا استعمال ریفریجریٹ کے طور پر بھی کیا جاتا ہے۔

مثال 7.4

NH_3 لیوئس اساس کے طور پر کیوں کام کرتی ہے؟

حل

NH_3 میں نائٹروجن ایٹم کے پاس الیکٹرانوں کا ایک لون پیئر ہوتا ہے جو کہ عطیہ کے لیے دستیاب رہتا ہے۔
اسی لیے یہ لیوئس اساس کے طور پر کام کرتی ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.4 امونیا کی پیداوار میں اضافہ کے لیے درکار حالات کو بیان کیجیے۔

7.5 امونیا Cu^{2+} کے محلول سے کس طرح تعامل کرتی ہے؟

7.4 نائٹروجن کے آکسائڈ (Oxides of Nitrogen)

نائٹروجن مختلف تکسیدی حالتوں میں متعدد آکسائڈ بناتی ہے۔ ان آکسائڈوں کے نام فارمولے، تیاری اور طبیعی حالت جدول 7.3 میں دی گئی ہے۔

جدول 7.3 نائٹروجن کے آکسائڈ

نام	فارمولہ	نائٹروجن کی تکسیدی حالت	تیاری کے عام طریقے	طبیعی حالت اور کیمیائی نوعیت
ڈائی نائٹروجن آکسائڈ (نائٹروجن (I) آکسائڈ)	N_2O	+ 1	$NH_4NO_3 \xrightarrow{Heat} N_2O + 2H_2O$	بے رنگ گیس تعدیلی
نائٹروجن مونو آکسائڈ (نائٹروجن (II) آکسائڈ)	NO	+ 2	$2NaNO_2 + 2FeSO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2NaHSO_4 + 2H_2O + 2NO$	بے رنگ گیس تعدیلی
ڈائی نائٹروجن ٹرائی آکسائڈ (نائٹروجن (III) آکسائڈ)	N_2O_3	+ 3	$2NO + N_2O_4 \xrightarrow{250 K} 2N_2O_3$	نیلا ٹھوس تیزابی
نائٹروجن ٹرائی آکسائڈ (نائٹروجن (IV) آکسائڈ)	NO_2	+ 4	$2Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{673 K} 4NO_2 + 2PbO$	بھوری گیس تیزابی
ڈائی نائٹروجن ٹیٹرا آکسائڈ (نائٹروجن (IV) آکسائڈ)	N_2O_4	+ 4	$2NO_2 \underset{Heat}{\overset{Cool}{\rightleftharpoons}} N_2O_4$	بے رنگ ٹھوس رقیق، تیزابی
ڈائی نائٹروجن ٹیٹرآ آکسائڈ (نائٹروجن (V) آکسائڈ)	N_2O_5	+ 5	$4HNO_3 + P_4O_{10} \rightarrow 4HPO_3 + 2N_2O_5$	بے رنگ ٹھوس تیزابی

آکسائڈوں کی لیوئس ڈاٹ خاص گمک ساختیں اور بانڈ پیرامیٹر جدول 7.4 میں دیے گئے ہیں۔

جدول 7.4 نائٹروجن کے آکسائڈوں کی ساختیں

Formula	Resonance Structures	Bond Parameters
N_2O	$\ddot{N}=N=\ddot{O} \longleftrightarrow :N\equiv N-\ddot{O}:$	N — N — O 113 pm 119 pm خطی
NO	$:N=\dot{O}: \longleftrightarrow :\dot{N}=\ddot{O}:$	N — O 115 pm
N_2O_3		O 105° N — N 130° O 114 pm, 186 pm, 117°, O, 121 pm مسطح
NO_2		N 120 pm O 134° O Angular
N_2O_4		O 135° N — N O 175 pm, 121 pm O O مسطح
N_2O_5		O N O N O 151 pm, 119 pm, 112°, 134° O O مسطح

مثال 7.5 NO_2 ڈائی میرائز (Dimerise) کیوں ہے؟

حل NO_2 ویلنس الیکٹرانوں کی تعداد طاق ہے۔ یہ ایک طاق سالمہ کے جیسا طرزعمل ظاہر کرتا ہے۔ ڈائی میرائزیشن پر یہ مستحکم N_2O_4 سالمہ میں تبدیل ہوجاتی ہے جس میں الیکٹرانوں کی تعداد جفت ہے۔

متن پر مبنی سوالات

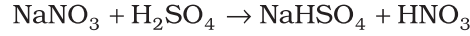
7.6 N_2O_5 میں نائٹروجن کا کوویلنس کیا ہے؟

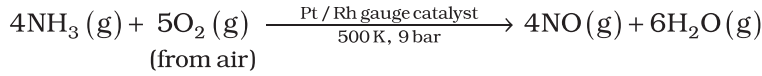
7.5 نائٹرک ایسڈ (Nitric Acid)

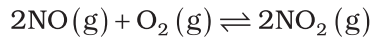
نائٹروجن $H_2N_2O_2$ (ہائپونائٹرس ایسڈ) HNO_2 (نائٹرس ایسڈ) اور HNO_3 نائٹرک ایسڈ جیسے آکسائڈ بناتی ہے۔ ان میں سے HNO_3 سب سے زیادہ اہم ہے۔

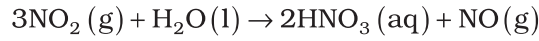
تیاری

تجربہ گاہ میں نائٹرک ایسڈ کو گلاس ریٹارٹ (Glass retort) میں KNO_3 یا $NaNO_3$ کو سلفیورک ایسڈ کے ساتھ گرم کر کے بنایا جاتا ہے۔

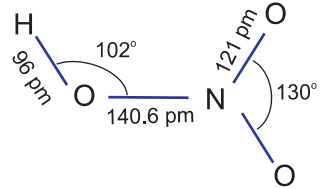
$$NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HNO_3$$

بڑے پیمانے پر اسے اوسٹوالڈ پراسس (Ostwald's Process) کے ذریعہ تیار کیا جاتا ہے۔ یہ طریقہ کرہ بادکی آکسیجن کے ذریعہ NH_3 کی وسطی تکسید پر مبنی ہے۔

$$4NH_3(g) + \underset{\text{(from air)}}{5O_2(g)} \xrightarrow[\text{500 K, 9 bar}]{\text{Pt / Rh gauge catalyst}} 4NO(g) + 6H_2O(g)$$

اس طرح حاصل ہونے والا نائٹرک آکسائڈ آکسیجن کے ساتھ متحد ہوکر NO_2 دیتا ہے۔

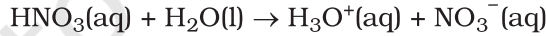
$$2NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$$

اس طرح سے بننے والی نائٹروجن ڈائی آکسائڈ پانی میں حل ہوکر HNO_3 بناتی ہے۔

$$3NO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow 2HNO_3(aq) + NO(g)$$

اس طرح حاصل ہونے والی NO کو ری سائیکل کیا جاتا ہے اور HNO_3 کے آبی محلول کو کشید کی مدد سے کمیت کے اعتبار سے 68% تک مرتکز کیا جاسکتا ہے۔ مرتکز H_2SO_4 کے ساتھ ڈی ہائڈریشن کے ذریعہ 98% تک مرتکز کیا جاسکتا ہے۔

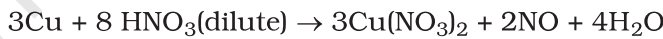
خصوصیات

یہ ایک بے رنگ رقیق ہے (f.p. 231.4 K اور b.p. 355.6 K) تجربہ گاہ میں بنائے گئے نائٹرک ایسڈ میں کمیت کے اعتبار سے $HNO_3 \sim 68\%$ ہوتا ہے۔ اور اس کی نوعی کثافت (Specific Gravity) 1.504 ہے۔

گیسی حالت میں HNO_3 کا سالمہ مسطح ہوتا ہے جس کی ساخت کو شکل میں دکھایا گیا ہے۔

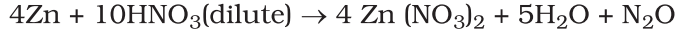
آبی محلول میں نائٹرک ایسڈ طاقتور تیزاب کے جیسا طرز عمل ظاہر کرتا ہے نیز ہائڈرونیم اور نائٹریٹ آین بناتا ہے۔

$$HNO_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

مرتکز نائٹرک ایسڈ ایک طاقتور تکسیدی ایجنٹ ہے اور نوبل دھاتوں جیسے سونا اور پلاٹنم کو چھوڑ کر زیادہ تر دھاتوں سے تعامل کرتا ہے۔ تکسید کے ماحصلات کا انحصار ایسڈ کے ارتکاز، درجہ حرارت اور تکسید ہونے والے مادے کی نوعیت پر ہوتا ہے۔

$$3Cu + 8\,HNO_3(\text{dilute}) \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

$$Cu + 4HNO_3(\text{conc.}) \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

زنک ڈائی لیوٹ نائٹرک ایسڈ کے ساتھ تعامل کر کے N_2O بناتا ہے اور مرتکز نائٹرک ایسڈ کے ساتھ تعامل کر کے NO_2 بناتا ہے۔

$$4Zn + 10HNO_3(dilute) \rightarrow 4\,Zn\,(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O$$

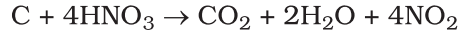
$$Zn + 4HNO_3(conc.) \rightarrow Zn\,(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$

کچھ دھاتیں (مثلاً Al، Cr) مرتکز نائٹرک ایسڈ میں حل نہیں ہوئیں کیونکہ ان کی سطح پر آکسائڈ کی Passive پرت بن جاتی ہے۔

مرتکز نائٹرک ایسڈ غیر دھاتوں اوران کے مرکبات کو بھی تکسید کرتا ہے۔ آیوڈین کی آیوڈک ایسڈ میں کاربن کی کاربن ڈائی آکسائڈ میں سلفر کی H_2SO_4 میں اور فاسفورس کی فاسفورک ایسڈ میں تکسید ہوتی ہے۔

$$I_2 + 10HNO_3 \rightarrow 2HIO_3 + 10\,NO_2 + 4H_2O$$

$$C + 4HNO_3 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + 4NO_2$$

$$S_8 + 48HNO_3(conc.) \rightarrow 8H_2SO_4 + 48NO_2 + 16H_2O$$

$$P_4 + 20HNO_3(conc.) \rightarrow 4H_3PO_4 + 20\,NO_2 + 4H_2O$$

براؤن رنگ ٹیسٹ (Brown Ring Test): نائٹریٹ کے لیے جانا پہچانا براؤن رنگ ٹیسٹ Fe^{2+} آینوں کی اس صلاحیت پر مبنی ہے جس کے ذریعہ یہ نائٹریٹ کی نائٹرک آکسائڈ میں تحویل کر دیتے ہیں جو کہ Fe^{2+} سے تعامل کر کے بھورے رنگ کا کمپلیکس بناتا ہے۔ یہ ٹیسٹ عام طور سے نائٹریٹ آین کے آبی محلول میں ڈائی لیوٹ فیرس سلفیٹ ملا کر اور پھر اس کے بعد احتیاط کے ساتھ ٹیسٹ ٹیوب کی دیوار کے سہارے مرتکز H_2SO_4 ملا کر انجام دیا جاتا ہے۔ محلول اور سلفیورک ایسڈ کی پرتوں کے انٹرفیس پر بھورے رنگ کے چھلے کا بننا محلول میں نائٹریٹ آینوں کی موجودگی کو ظاہر کرتا ہے۔

$$NO_3^- + 3Fe^{2+} + 4H^+ \rightarrow NO + 3Fe^{3+} + 2H_2O$$

$$[Fe\,(H_2O)_6]^{2+} + NO \rightarrow [Fe\,(H_2O)_5\,(NO)]^{2+} + H_2O$$

(کتھئی)

استعمال: نائٹرک ایسڈ کا سب سے زیادہ استعمال فرٹیلائزروں کے لیے امونیم نائٹریٹ بنانے میں اور دھماکہ نیز پائروٹکنیک (Pyrotechnics) میں دیگر نائٹریٹ بنانے میں کیا جاتا ہے اس کا استعمال نائٹروگلسرین ٹرائی نائٹروٹولوئین اور دیگر نامیاتی نائٹرومرکبات بنانے میں کیا جاتا ہے۔ اس کا دوسرا اہم استعمال اسٹین لیس اسٹیل کی سطح کو صاف کرنے، دھاتوں پر نقاشی کرنے اور راکٹ ایندھنوں میں تکسید کے طور پر کیا جاتا ہے۔

7.6 فاسفورس کے بہروپ (Phosphorus — Allotropic Forms)

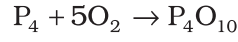
فاسفورس کئی بہروپی شکلوں میں پایا جاتا ہے۔ سفید، سرخ اور سیاہ اہم بہروپی شکلیں ہیں۔

سفید فاسفورس نیم شفاف سفید موم جیسا ٹھوس ہے۔ یہ زہریلا ہوتا ہے، پانی میں غیر حل پذیر ہے لیکن کاربن ڈائی سلفائڈ میں حل پذیر ہے اور اندھیرے میں چمکتا ہے (Chemiluminesence) غیر عامل کرہ باد میں ابلتے ہوئے NaOH میں حل ہو جاتا ہے اور PH_3 بناتا ہے۔

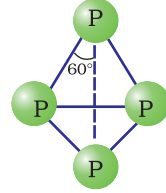
$$P_4 + 3NaOH + 3H_2O \rightarrow PH_3 + 3NaH_2PO_2$$

(سوڈیم ہائپوفاسفیٹ)

سفید فاسفورس کم مستحکم ہے اور اس لیے عام حالات میں دیگر ٹھوس حالتوں کے مقابلے زیادہ تعامل پذیر ہے کیونکہ P_4 سالمہ میں زاویائی تناؤ ہے جہاں زاویے صرف 60° کے ہیں۔ یہ ہوا میں تیزی سے آگ پکڑ لیتا ہے اور P_4O_{10} کا سفید دھواں پیدا کرتا ہے۔

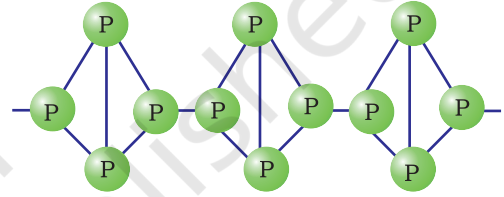
$$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$$

یہ مجرد ٹیٹرا ہیڈرل P_4 سالمات پر مشتمل ہوتا ہے جیسا کہ شکل 7.2 میں دکھایا گیا ہے۔

شکل **7.2** : سفید فاسفورس

سفید فاسفورس کو غیر عامل کرہ باد میں 573 K پر کئی دنوں تک گرم کرنے سے سرخ فاسفورس حاصل ہوتا ہے۔ جب سرخ فاسفورس کو اونچے دباؤ پر گرم کیا جاتا ہے تو سیاہ فاسفورس کی فیز کا ایک سلسلہ تشکیل پاتا ہے۔ سرخ فاسفورس میں لوہے جیسی سلیٹی چمک ہوتی ہے۔ اس میں کسی قسم کی کوئی بو نہیں ہوتی، یہ زہریلا نہیں ہے اور پانی نیز کاربن ڈائی سلفائڈ دونوں میں حل پذیر نہیں ہے۔ کیمیائی اعتبار سے سرخ فاسفورس سفید فاسفورس کے مقابلے کم تعامل پذیر ہے۔ یہ اندھیرے میں نہیں چمکتا۔

یہ پالیمیرک (Polymeric) ہے جس میں P_4 ٹیٹرا ہیڈرا زنجیریں ایک دوسرے سے جڑی رہتی ہیں جیسا کہ شکل 7.3 میں دکھایا گیا ہے۔

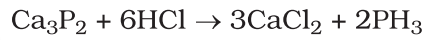
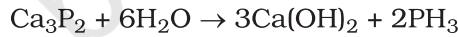
شکل **7.3** : سرخ فاسفورس

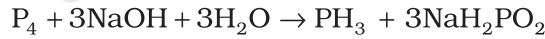
سیاہ فاسفورس کی دو شکلیں ہیں α- بلیک فاسفورس اور β- بلیک فاسفورس۔ جب سرخ فاسفورس کو سیل بند ٹیوب میں 803 K پر گرم کیا جاتا ہے تو α-بلیک فاسفورس حاصل ہوتا ہے۔ اس کی ہوا میں تکسید ہوسکتی ہے اور اس کا کرسٹل مونو کلینک (Monoclinic) یا رہومبو ہیڈرل (Rhombohedral) ہوتا ہے۔ یہ ہوا میں تکسید نہیں ہوتا β-بلیک فاسفورس اس وقت حاصل ہوتا ہے جب سفید فاسفورس کو اونچے دباؤ پر 473 K تک گرم کیا جاتا ہے۔ یہ 673 K تک ہوا میں نہیں جلتا۔

7.7 فاسفین (Phosphine)

تیاری

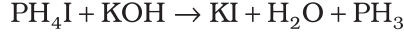
کیلشیم فاسفائڈ کا پانی یا ڈائی لیوٹ HCl کے ساتھ تعامل کر کے فاسفین بناتا ہے۔

$$Ca_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2PH_3$$

$$Ca_3P_2 + 6HCl \rightarrow 3CaCl_2 + 2PH_3$$

تجربہ گاہ میں اسے سفید فاسفورس کو مرتکز NaOH محلول کے ساتھ CO_2 کے غیر حاصل کرہ باد میں گرم کر کے بنایا جاتا ہے۔

$$P_4 + 3NaOH + 3H_2O \rightarrow PH_3 + 3NaH_2PO_2$$

(سوڈیم ہائپو فاسفائٹ)

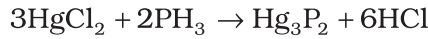
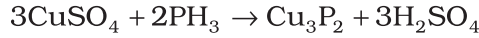
جب خالص شکل میں ہوتی ہے تو یہ اشتعال پذیر نہیں ہے لیکن P_2H_4 یا P_4 بخارات کی موجودگی میں یہ اشتعال پذیر ہو جاتی ہے۔ ملاوٹوں کو دور کر کے خالص بنانے کے لیے اسے HI میں جذب کرایا جاتا ہے جس سے فاسفونیم آیوڈائڈ (PH_4I) Phusphounium Iodide) بنتا ہے۔ جو کہ KOH سے تعامل کر کے فاسفین بناتا ہے۔

$$PH_4I + KOH \rightarrow KI + H_2O + PH_3$$

خصوصیات

یہ ایک بے رنگ گیس ہے جس میں سے سڑی ہوئی مچھلی جیسی بو آتی ہے۔ اور نہایت زہریلی ہے۔ یہ Cl_2، HNO_3 اور Br_2 بخارات جیسے تکسیدی ایجنٹ کی معمولی سی مقدار کے ساتھ تعامل کر کے دھماکہ کر دیتی ہے۔

یہ پانی میں بہت زیادہ حل پذیر ہے۔ پانی میں PH_3 کا محلول روشنی کی موجودگی میں تحلیل ہوکر سرخ فاسفورس اور H_2 پیدا کرتا ہے۔ جب اسے کاپر سلفیٹ یا مرکیورک کلورائڈ کے محلول میں جذب کرایا جاتا ہے تو نظیری فاسفائڈ حاصل ہوتے ہیں۔

$$3CuSO_4 + 2PH_3 \rightarrow Cu_3P_2 + 3H_2SO_4$$

$$3HgCl_2 + 2PH_3 \rightarrow Hg_3P_2 + 6HCl$$

فاسفین کمزور قسم کا اساس ہے اور امونیا کی طرح تیزابوں سے تعامل کر کے فاسفونیم مرکبات بناتی ہے۔ مثلاً

$$PH_3 + HBr \rightarrow PH_4Br$$

استعمال: فاسفین کا ازخود احتراق کا تکنیکی استعمال ہالمے سگنلوں (Holme's Signals) میں کیا جاتا ہے۔ کیلشیم کاربائڈ اور کیلشیم فاسفائڈ کے کنٹینرز کو سمندر میں پھینکا جاتا ہے اور جب گیس خارج ہوکر جلتی ہے تو یہ سگنل کا کام کرتی ہے۔ اس کا استعمال اسموک اسکرین میں بھی کیا جاتا ہے۔

مثال 7.6 یہ کس طرح ثابت کیا جاسکتا ہے کہ PH_3 کی فطرت اساسی ہے۔

حل PH_3، HI جیسے تیزابوں سے تعامل کر کے PH_4I بناتی ہے جس سے ظاہر ہوتا ہے کہ اس کی فطرت اساسی ہے۔

$$PH_3 + HI \rightarrow PH_4I$$

فاسفورس ایٹم پر اکیلے جوڑے کی موجودگی کی وجہ سے PH_3 مذکورہ بالا تعامل میں لیوئس اساس کے طور پر کام کرتی ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.7 PH_4^+ میں بانڈ زاویہ PH_3 کے مقابلے زیادہ ہے۔ کیوں؟

7.8 کیا ہوتا ہے جب سفید فاسفورس کو CO_2 کے غیر عامل کرہ باد میں مرتکز NaOH محلول کے ساتھ گرم کیا جاتا ہے؟

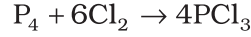
7.8 فاسفورس ہیلائڈس (Phosphours Halides)

فاسفورس دو قسم کے ہیلائڈ یعنی PX_3 (X = F, Cl, Br, I) اور PX_5 (X = F, Cl, Br) بناتا ہے۔

7.8.1 فاسفورس ٹرائی کلورائڈ (Phosphours Trichloride)

تیاری

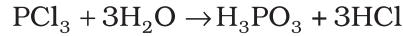
اسے گرم سفید فاسفورس کے اوپر خشک کلورین گزار کر تیار کیا جاتا ہے۔

$$P_4 + 6Cl_2 \rightarrow 4PCl_3$$

اسے تھایونل کلورائڈ اور سفید فاسفورس کے تعامل سے بھی بنایا جاتا ہے۔

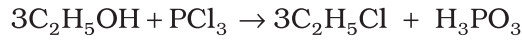
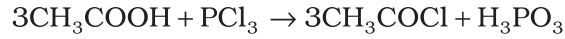
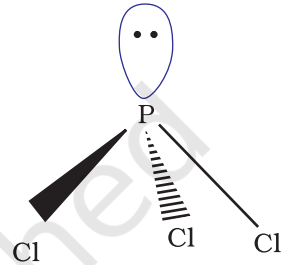
$$P_4 + 8SOCl_2 \rightarrow 4PCl_3 + 4SO_2 + 2S_2Cl_2$$

خصوصیات

یہ بے رنگ چکنا رقیق ہے اور نمی کی موجودگی میں ہائڈرولائز ہوجاتا ہے۔

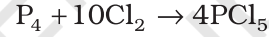
$$PCl_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HCl$$

یہ CH_3COOH، C_2H_5OH جیسے OH گروپ پر مشتمل نامیاتی مرکبات سے تعامل کرتا ہے۔

$$3CH_3COOH + PCl_3 \rightarrow 3CH_3COCl + H_3PO_3$$

$$3C_2H_5OH + PCl_3 \rightarrow 3C_2H_5Cl + H_3PO_3$$

اس کی شکل پائرامڈل (Pyramidal) ہے جیسا کہ دکھایا گیا ہے، جس میں فاسفورس کی مخلوطیت sp^3 ہے۔

7.8.2 فاسفورس پینٹا کلورائڈ (Phosphorus Pentachloride)

تیاری

فاسفورس پینٹا کلورائڈ کو بنانے کے لیے سفید فاسفورس کا زیادہ خشک کلورین کے ساتھ تعامل کرایا جاتا ہے۔

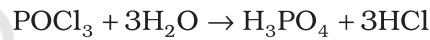
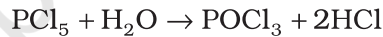
$$P_4 + 10Cl_2 \rightarrow 4PCl_5$$

اسے فاسفورس پر SO_2Cl_2 کے عمل سے بھی بنایا جاتا ہے۔

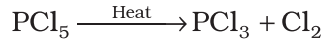
$$P_4 + 10SO_2Cl_2 \rightarrow 4PCl_5 + 10SO_2$$

خصوصیات

PCl_5 ایک زردی مائل سفید پاؤڈر ہے اور مرطوب ہوا میں یہ ہائڈرولائز ہوکر $POCl_3$ بناتا ہے آخیر میں فاسفورس ایسڈ میں تبدیل ہوجاتا ہے۔

$$PCl_5 + H_2O \rightarrow POCl_3 + 2HCl$$

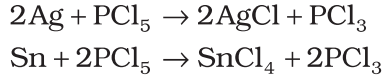
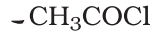
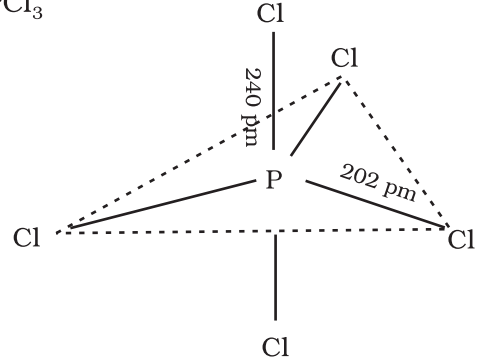
$$POCl_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 3HCl$$

گرم کرنے پر اس کی تصعید ہوجاتی ہے لیکن زیادہ گرم کرنے پر تحلیل ہوجاتا ہے۔

$$PCl_5 \xrightarrow{Heat} PCl_3 + Cl_2$$

یہ OH گروپ پر مشتمل نامیاتی مرکبات سے تعامل کرکے انھیں کلورو مشتق (Chloro Derivativies) میں تبدیل کردیتا ہے۔

$$C_2H_5OH + PCl_5 \rightarrow C_2H_5Cl + POCl_3 + HCl$$

$$CH_3COOH + PCl_5 \rightarrow CH_3COCl + POCl_3 + HCl$$

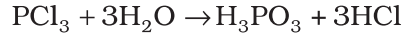
باریک پاؤڈر کی شکل میں دھات جب PCl_5 کے ساتھ تعامل کرتی ہے تو نظیری کلورائڈ حاصل ہوتے ہیں۔

$$2Ag + PCl_5 \rightarrow 2AgCl + PCl_3$$
$$Sn + 2PCl_5 \rightarrow SnCl_4 + 2PCl_3$$

اس کا استعمال کچھ نامیاتی مرکبات کی تالیف میں کیا جاتا ہے جیسے C_2H_5Cl, CH_3COCl۔

گیس اور رقیق حالتوں میں اس کی ساخت ٹرائی گونل بائی پیراٹدل ہوتی ہے جیسا کہ شکل میں دکھایا گیا ہے۔ تین خط استوائی P-Cl بانڈ معادل ہوتے ہیں جبکہ دو محوری بانڈ خط استوائی بانڈ کے مقابلے زیادہ لمبے ہوتے ہیں۔ یہ اس حقیقت کی وجہ سے ہے کہ خط استوائی بانڈ پیئر کے مقابلے محوری بانڈ پیئر پر دفع کا اثر زیادہ ہوتا ہے۔

مثال 7.7

نمی کی موجودگی میں PCl_3 دھواں کیوں بن جاتا ہے؟

حل

PCl_3 نمی کی موجودگی میں ہائڈرولائز ہوکر HCl کا دھواں بناتا ہے۔

$$PCl_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HCl$$

مثال 7.8

PCl_5 سالمہ میں کیا سبھی پانچویں بانڈ معادل ہیں؟ اپنے جواب کی حمایت میں جواز پیش کیجیے۔

حل

حل PCl_5 کی ساخت ٹرائی گونل بائی پیراٹدل ہوتی ہے اور تینوں خط استوائی بانڈ معادل ہوتے ہیں جبکہ دو محوری بانڈ مختلف ہوتے ہیں اور خط استوائی بانڈ کے مقابلے زیادہ لمبے ہیں۔

متن پر مبنی سوالات

7.9 جب PCl_5 کو گرم کیا جاتا ہے تو کیا ہوتا ہے؟

7.10 پانی کے ساتھ PCl_5 کے تعامل کی متوازن مساوات لکھیے۔

7.9 فاسفورس کے آکسوایسڈ (Oxoacids of Phosphorus)

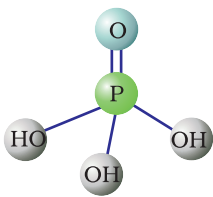
فاسفورس متعدد آکسوایسڈ بناتا ہے۔ فاسفورس کے اہم آکسوایسڈوں کے فارمولے، بنانے کے طریقے اور ان کی ساخت میں کچھ مخصوص بانڈ کی موجودگی کو جدول 7.5 میں دیا گیا ہے۔

آکسوایسڈوں کی ترکیب H_2O سالمات یا O-ایٹم کے حصول یا زیادہ کے اعتبار سے ایک دوسرے سے متعلق ہیں۔ کچھ اہم آکسوایسڈوں کی ساختیں ذیل میں دی گئی ہیں۔

آکسوایسڈوں میں فاسفورس دیگر ایٹموں کے ذریعہ ٹیٹرا ہیڈرل انداز میں جڑا ہوتا ہے۔ یہ سبھی ایسڈ ایک P= O اور کم از کم ایک P – OH بانڈ پر مشتمل ہوتے ہیں۔ وہ آکسوایسڈ جن میں فاسفورس کی کمترین تکسیدی حالت (+5 سے کم) ہوتی ہے ان میں P = O اور P – OH بانڈ کے ساتھ ساتھ یا تو P–P (مثلاً $H_4P_2O_6$ میں) یا P – H (مثلاً H_3PO_2 میں) بانڈ ہوتے ہیں لیکن دونوں ایک ساتھ نہیں۔ فاسفورس کی +3 تکسیدی حالت میں یہ ایسڈ بالائی اور زیریں تکسیدی حالتوں کے تئیں غیر تناسبیت کا رجحان رکھتے ہیں۔ مثال کے طور پر آرتھو فاسفورس ایسڈ (یا فاسفورس

جدول 7.5 فاسفورس کے آکسو ایسڈ

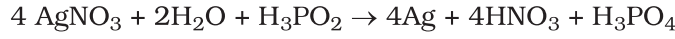
نام	فارمولہ	فاسفورس کی تکسیدی حالت	مخصوص بانڈ اوران کی تعداد	تیاری
ہائپوفاسفورس (فاسفینک)	H_3PO_2	+1	ایک P – OH دو P – H ایک P = O	سفید P_4+القلی
آرتھوفاسفورس (فاسفونک)	H_3PO_3	+3	دو P – OH ایک P – H ایک P = O	$P_2O_3 + H_2O$
پائروفاسفورس	$H_4P_2O_5$	+3	دو P – OH دو P – H دو P = O	$PCl_3 + H_3PO_3$
ہائپوفاسفورک	$H_4P_2O_6$	+4	چار P – OH دو P = O ایک P – P	لال P_4+القلی
آرتھوفاسفورک	H_3PO_4	+5	تین P – OH ایک P = O	P_4O_{10}+H_2O
پائروفاسفورک	$H_4P_2O_7$	+5	چار P – OH دو P = O ایک P – O – P	فاسفورک ایسڈ کو گرم کرکے
میٹافاسفورک*	$(HPO_3)_n$	+5	تین P – OH تین P = O تین P – O – P	فاسفورس ایسڈ+Br_2 سیل بند ٹیوب میں گرم کرکے

* صرف پالیمرک شکل میں پایا جاتا ھے $(HPO_3)_3$ کے مخصوص بانڈ جدول میں دیے گئے ھیں۔

شکل 7.4: فاسفورس کے کچھ اھم آکسو ایسڈوں کی ساختیں

ایسڈ) گرم ہوکر غیر متناسبیت کے تحت آرتھو فاسفورک ایسڈ (یا فاسفورک ایسڈ) اور فاسفین بناتا ہے۔

$$4H_3PO_3 \rightarrow 3H_3PO_4 + PH_3$$

وہ ایسڈ جن میں H – P بانڈ ہوتے ہیں مضبوط تحویلی خصوصیات کے حامل ہوتے ہیں اس طرح ہائپو فاسفورس ایسڈ ایک بہتر تحویلی ایجنٹ ہے کیونکہ اس میں دو H – P بانڈ میں ہوتے ہیں مثلاً $AgNO_3$ کی کی دھاتی سلور میں تحویل کرتا ہے۔

$$4\ AgNO_3 + 2H_2O + H_3PO_2 \rightarrow 4Ag + 4HNO_3 + H_3PO_4$$

یہ P–H بانڈ H^+ آین بنانے کے لیے آیونائز نہیں ہوتے اور اساسیت میں کوئی رول ادا نہیں کرتے۔ صرف وہ H ایٹم جو کہ آکسیجن کے ساتھ P–OH شکل میں منسلک رہتے ہیں آیونائز ہوتے ہیں اور اساسیت کا سبب ہوتے ہیں۔ اس طرح H_3PO_3 اور H_3PO_4 بالترتیب ڈائی بیسک اور ٹرائی بیسک ہیں کیونکہ H_3PO_3 کی ساخت میں دو P–OH بانڈ اور H_3PO_4 میں تین P–OH بانڈ ہوتے ہیں۔

مثال 7.9 H_3PO_2 کی ساخت کی بنیاد پر آپ اس کے تحویلی طرزِ عمل کو کس طرح واضح کر سکتے ہیں؟

حل H_3PO_2 میں دو H ایٹم براہ راست P ایٹم سے منسلک رہتے ہیں جس کی وجہ سے ایسڈ تحویلی خصوصیت کا حامل بن جاتا ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.11 H_3PO_4 کی اساسیت کیا ہے؟

7.12 جب H_3PO_3 کو گرم کیا جاتا ہے تو کیا ہوتا ہے؟

7.10 گروپ 16 کے عناصر (Group 16 Elements)

آکسیجن، سلفر، سیلینیم، ٹیلوریم پولونیم اور لورموریم دوری جدول کے گروپ 16 کی تشکیل کرتے ہیں۔ کبھی کبھی یہ گروپ کیلکوجن گروپ (Group of Calcogen) بھی کہلاتا ہے۔ یہ نام پیتل کے لیے یونانی زبان سے اخذ کیا گیا ہے جو کہ سلفر اور کاپر کے ساتھ اس کے (Congeners) کے اتحاد کی طرف اشارہ کرتا ہے۔ زیادہ تر معدنیات آکسیجن یا سلفر پر مشتمل ہوتی ہیں اور اس گروپ کے دیگر ممبران بھی معدنیات میں کثرت سے موجود ہوتے ہیں۔

7.10.1 وقوع (Occurrence)

زمین پر سبھی عناصر میں آکسیجن سب سے زیادہ مقدار میں پائی جاتی ہے۔ آکسیجن کمیت کے اعتبار سے زمین کا 46.6% حصہ تشکیل دیتی ہے۔ خشک ہوا میں حجم کے اعتبار سے 20.94% آکسیجن موجود ہوتی ہے۔

تاہم، قشر ارض میں سلفر کی موجودگی صرف 0.03-0.1% ہے۔ متحد حالت میں سلفر، سلفیٹ کی شکل میں پایا جاتا ہے۔ مثلاً جپسم $CaSO_4.2H_2O$، اپسم نمک $MgSO_4.7H_2O$ بیرائٹ $BaSO_4$ اور سلفائڈ مثلاً گیلینا PbS، زنک بلینڈ ZnS، کاپر پائرائٹ $CuFeS_2$ سیلفر کی کچھ مقدار ہائڈروجن سلفائڈ کی شکل میں آتش فشانوں

میں پائی جاتی ہے۔ پروٹین، لہسن، پیاز، سرسوں، بال اور اون جیسے نامیاتی مادوں میں سلفر پایا جاتا ہے۔
سیلینیم اور ٹیلوریم بھی سلفائڈ کچ دھاتوں میں دھاتی سیلینا ئڈ اور ٹیلورائڈ کی شکل میں پائے جاتے ہیں۔
پولونیم قدرتی ماحول میں تھوریم اور یورینیم معدنیات کے زوال پذیر ماحصلات کے طور پر پایا جاتا ہے۔ یہ بہت کم مقدار میں تیار کیا جاتا ہے اور اس کی نصف زندگی بھی بہت کم ہوتی ہے۔ (ایک سیکنڈ کا بھی بہت چھوٹا حصّہ)۔اس وجہ سے Lu کی خصوصیات کا مطالعہ محدود ہوجاتا ہے۔
اس کی علامت Lu، ایٹمی عدد 116، ایٹمی کمیت 292 اور الیکٹرانی تشکل $[Rn]5f^{14}, 6d^{10}, 75^{2}, 7p^{4}$ ہے۔
لورموریم کے علاوہ گروپ 16 کے عناصر اہم ایٹمی اور طبیعی خصوصیات الیکٹرانی تشکل کے ساتھ جدول 7.6 میں دی گئی ہیں۔ان کی کچھ ایٹمی، طبیعی اور کیمیائی خصوصیات اور ان کے رجحانات ذیل میں مذکور ہیں۔

جدول 7.6 گروپ 16 کے عناصر کے کچھ طبیعی خصوصیات

خصوصیت	O	S	Se	Te	Po
ایٹمی عدد	8	16	34	52	84
ایٹمی کمیت/ $gmol^{-1}$	16.00	32.06	78.96	127.60	210.00
الیکٹرانی تشکل	$[He]2s^2 2p^4$	$[Ne]3s^2 3p^4$	$[Ar]3d^{10}4s^2 4p^4$	$[Kr]4d^{10}5s^2 5p^4$	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^2 6p^4$
شریک گرفت نصف قطر/ (pm)[a]	66	104	117	137	146
آینی نصف قطر/ E^{2-}pm	140	184	198	221	230[b]
الیکٹران گین اینتھالپی/ $\Delta_{eg}H$ $kJmol^{-1}$	-141	-200	-195	-190	-174
آیونائزیشن اینتھالپی $(\Delta_i H_1)kj/mol^{-1}$	1314	1000	941	869	813
برقی منفیت/ $g\ cm^{-3}$ (298K)	3.50	2.58	2.55	2.01	1.76
کثافت/ K	1.32[c]	2.06[d]	4.19[e]	6.25	-
نقطہ گداخت/ K	55	393[f]	490	725	520
نقطہ جوش/ K	90	718	958	1260	1235
تکسیدی حالتیں	-2,-1,1,2	-2,2,4,6	-2,2,4,6	-2,2,4,6	2,4

[a] واحد بانڈ؛ [b] تقریبی قدر؛ [c] نقطہ گداخت پر؛ [d] رھومبک سلفر؛ [e] ہیکسا گونل سلیٹی؛ [f] مونو کلینک شکل ;673 K ;

* آکسیجن OF_2 اور O_2F_2 آکسیجن فلورائڈوں میں بالترتیب 2+ اور 1+ تکسیدی حالت ظاہر کرتی ہے۔

7.10.2 الیکٹرانی تشکل

گروپ 16 عناصر کے بیرونی شیل میں چھ الیکٹران ہوتے ہیں اور ان کا عمومی الیکٹرانی تشکل ns^2np^4 ہوتا ہے۔

7.10.3 ایٹمی اور آینی نصف قطر

شیل کی تعداد میں اضافہ ہونے کی وجہ سے گروپ میں نیچے جانے پر ایٹمی اور آینی نصف قطر میں اضافہ ہوتا ہے۔تاہم آکسیجن کا سائز چھوٹا ہے جو کہ اس سے مستثنیٰ ہے۔

7.10.4 آیونائزیشن اینتھالپی

گروپ میں نیچے کی طرف آیونائزیشن اینتھالپی میں کمی آتی ہے۔سائز میں اضافے کے سبب ایسا ہوتا ہے۔تاہم اس گروپ کے عناصر کی آیونائزیشن اینتھالپی قدریں گروپ 15 کے نظیری پیریڈ میں عناصر کی آیونائزیشن اینتھالپی قدروں کے مقابلے کم ہوتی ہیں یہ اس حقیقت پر مبنی ہے کہ گروپ 15 کے عناصر میں زائد مستحکم نصف بھرے ہوئے p اربٹل والا الیکٹرانی تشکل ہے۔

7.10.5 الیکٹران گین اینتھالپی

آکسیجن ایٹم کی جامع نوعیت کی وجہ سے اس کی الیکٹران گین اینتھالپی سلفر کے مقابلے کم ہے سلفر اور اس کے آگے پولونیم تک دوبارہ کم ہوتی جاتی ہے۔

7.10.6 برقی منفیت

فلورین کے بعد، تمام عناصر میں آکسیجن کی برقی منفیت کی قدر سب سے زیادہ ہے۔گروپ کے اندر ایٹمی عدد میں اضافے کے ساتھ برقی منفیت میں کمی آتی ہے اس کی وجہ سے آکسیجن سے پولونیم کی طرف دھاتی خصوصیت میں اضافہ ہوتا ہے۔

مثال 7.10

گروپ 16 کے عناصر کی آیونائزیشن اینتھالی عام طور سے گروپ 15 کے نظیری پیریڈ کے مقابلے کم ہے۔ کیوں؟

حل

گروپ 15 کے عناصر کا زائد مستحکم نصف بھرے ہوئے p اربٹل والا الیکٹرانی تفکل ہونے کی وجہ سے گروپ 16 کے عناصر کے مقابلے الیکٹران نکالنے کے لیے مزید توانائی درکار ہوتی ہے۔

7.10.7 طبعی خصوصیات

گروپ 16 کے عناصر کی کچھ طبعی خصوصیات جدول 7.6 میں دی گئی ہیں۔آکسیجن اور سلفر غیر دھات ہیں۔سیلینیم اور ٹیلوریم دھات نما ہیں جبکہ پولونیم دھات ہے۔پولونیم تابکار ہے اور اس کا وقفہ حیات مختصر 13.8دن (13.8 days) ہے۔ یہ سبھی عناصر بہروپیت کا اظہار کرتے ہیں۔گروپ میں نیچے جانے پر ایٹمی عدد کے اضافے کے ساتھ ساتھ نقطہ گداخت اور نقطہ جوش میں اضافہ ہوتا ہے۔آکسیجن اور سلفر کے نقطہ جوش اور نقطہ گداخت میں بہت زیادہ فرق کی وضاحت ان کی ایٹومی سٹی (Atomicity) کی بنیاد پر کی جاسکتی ہے۔آکسیجن کا سالمہ دو ایٹمی (O_2) جبکہ سلفر کثیر ایٹمی (S_8) سالمہ ہے۔

7.10.8 کیمیائی خصوصیات

گروپ 16 کے عناصر متعدد تکسیدی حالتیں ظاہر کرتے ہیں (جدول 7.6) گروپ میں نیچے جانے پر 2+ تکسیدی حالت کا استحکام کم ہوتا جاتا ہے۔پولونیم بہ مشکل ہی 2- تکسیدی حالت کو ظاہر کرتی ہے۔کیونکہ آکسیجن کی برقی منفیت بہت زیادہ ہے اس لیے صرف یہ ہی 2- تکسیدی حالت کو ظاہر کرتی ہے سوائے OF_2 کے جہاں اس کی تکسیدی حالت 2+ ہے۔گروپ کے دیگر عناصر 2+، 4+ اور 6+ تکسیدی حالتوں کو ظاہر کرتے ہیں لیکن 4+ اور 6+ عام ہیں۔سلفر، سیلینیم اور ٹیلوریم عام طور سے آکسیجن کے ساتھ بننے والے مرکبات میں 4+ تکسیدی حالت کو ظاہر کرتے ہیں اور فلورین کے ساتھ 6+ تکسیدی حالت کو ظاہر کرتے ہیں۔گروپ میں نیچے جانے پر 6+ تکسیدی حالت کا استحکام کم ہوتا جاتا ہے۔اور 4+ تکسیدی حالت کے استحکام میں اضافہ ہوتا ہے۔(جامع جفتہ اثر) 4+ اور 6+ تکسیدی حالتوں میں بندش خاص طور سے شریک گرفت ہوتی ہے۔

آکسیجن کا بے ربط طرز عمل (Anomalous behaviour of oxygen)

دوسرے پیریڈ میں p بلاک کے دیگر ممبران کی طرح آکسیجن کا بے ربط طرز عمل چھوٹے سائز اور زیادہ برقی منفیت کی

وجہ ہے۔ چھوٹے سائز اور زیادہ برق منفیت کے اثر کی ایک مثال H_2O میں مضبوط ہائڈروجن بانڈ کی موجودگی ہے جو کہ H_2S میں نہیں ہے۔

آکسیجن میں d اربٹل کی عدم موجودگی کی وجہ سے اس کی کو ویلنسی چار تک ہی محدود رہتی ہے اور عملی طور پر دو سے زیادہ شاذ و نادر ہی ہوتی ہے۔ گروپ کے دیگر عناصر کے معاملہ میں ویلنس شیل میں توسیع ہوسکتی ہے اور کو ویلنسی چار سے زیادہ ہوجاتی ہے۔

(i) ہائڈروجن کے ساتھ تعاملیت (Reetivity with Hydrogen): گروپ 16 کے تمام عناصر Te, H_2E (H=Se,Po) قسم کے ہائڈرائڈ بناتے ہیں۔ ہائڈرائڈ کی کچھ خصوصیات جدول 7.7 میں دی گئی ہیں۔ H_2O سے H_2Te تک ان کی تیزابی خصوصیت میں اضافہ ہوتا ہے۔ تیزابی خصوصیت میں اضافے کی وضاحت گروپ میں نیچے جانے پر بانڈ تحلیلی توانائی (H-E) میں کمی کی بنیاد پر کی جاسکتی ہے۔ H_2O سے H_2PO تک ہائڈائڈ کے حرارتی استحکام میں بھی کمی آتی ہے۔ پانی کے علاوہ باقی تمام ہائڈرائڈ تحویلی خصوصیت کے حامل ہیں اور یہ خصوصیت H_2s سے H_2Te تک بڑھتی ہے۔

جدول 7.7 گروپ 16 کے عناصر کے ہائڈرائڈ کی خصوصیات

خصوصیت	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
نقطہ گداخت/K	273	188	208	222
نقطہ جوش/ K	373	213	232	269
فاصلہ pm/H–E	96	134	146	169
HEH زاویہ (°)	104	92	91	90
$\Delta_f H/kJ\ mol^{-1}$	–286	–20	73	100
$\Delta_{diss} H\ (H–E)/kJ\ mol^{-1}$	463	347	276	238
تحلیلی مستقلہ a آبی محلول، 298K پر	1.810^{16}	1.310^{7}	1.310^{4}	2.310^{3}

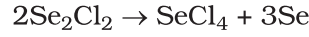
a آبی محلول، 298K

(ii) آکسیجن کے ساتھ تعاملیت (Reactivity with Oxygen): یہ سبھی عناصر EO_2 اور EO_3 قسم کے آکسائڈ بناتے ہیں جہاں E = S, Se, Te Po ہے۔ اوزون (O_3) اور سلفر ڈائی آکسائڈ (SO_2) گیسیں ہیں جب کہ سیلینیم ڈائی آکسائڈ (SeO_2) ٹھوس ہے۔ ڈائی آکسائڈ کی تحویلی خصوصیت SO_2 سے Te_2O_2 کی طرف کم ہوتی جاتی ہے۔ SO_2 تحویلی ایجنٹ ہے جب کہ TeO_2 تکسیدی ایجنٹ ہے۔ EO_2 قسم کے آکسائڈوں کے علاوہ سفلر سیلینیم اور ڈیلیوریم EO_3 قسم کے آکسائڈ بھی بناتے ہیں مثلاً SO_3، SeO_3، TeO_3۔ دونوں قسم کے آکسائڈ کی تیزابی نوعیت کے ہوتے ہیں۔

(iii) ہیلوجن سے تعاملیت (Reactivity towards the Halogens): گروپ 16 کے عناصر EX_6، EX_4 اور EX_2 قسم کے متعدد ہیلائڈ بناتے ہیں جہاں E گروپ کا عنصر ہے اور X ہیلوجن ہے۔ ہیلائڈ کا استحکام $F^- > Cl^- > Br^- > I^-$ ترتیب میں گھٹتا ہے۔ ہیکسا ہیلائڈوں میں صرف ہیکسا فلورائڈ ہی مستحکم ہیلائڈ ہیں۔ سبھی ہیکسا فلورائڈوں کی نوعیت گیسی ہے۔ ان کی ساخت آکٹا ہیڈرل ہے۔ سلفر ہیکسا فلورائڈ SF_6 مستثنیٰ طور پر مستحکم ہے۔

ٹیٹرا فلورائڈوں میں SF_4 گیس ہے، SeF_4 رقیق ہے اور TeF_4 ٹھوس ہے ان فلورائڈوں میں SP_3d ہائبرڈائزیشن ہے اور اس طرح ان کی ساخت ٹرائی گونل بائی پیرامڈل ہے جس میں ایک خط استوائی پوزیشن پر الیکٹرانوں کا لون پیئر موجود ہوتا ہے۔اس قسم کی جیومیٹری کو see-saw جیومیٹری بھی کہا جاتا ہے۔

آکسیجن کے علاوہ سبھی عناصر ڈائی کلورائڈ اور ڈائی برومائڈ بناتے ہیں۔ یہ ڈائی ہیلائڈ Sp^3 ہائبرڈائزیشن سے بنتے ہیں اور اسی لیے ان کی ساخت ٹیٹرا ہیڈرل ہوتی ہے۔مشہور ومعروف مونو ہیلائڈوں کی نوعیت ڈائی میرک (Dimeric) ہوتی ہے۔مثالیں ہیں: S_2F_2، S_2Cl_2، S_2Br_2، $Se_2\ Cl_2$ اور $Se_2\ Br_2$۔ یہ ڈائی میرک ہیلائڈ غیر تناسبیت کو ظاہر کرتے ہیں جیسا کہ ذیل میں دکھایا گیا ہے۔

$$2Se_2Cl_2 \rightarrow SeCl_4 + 3Se$$

مثال 7.11 H_2Te کے مقابلے میں H_2S کم تیزابی ہے، کیوں؟

حل گروپ میں نیچے کی طرف بانڈ (E-H) تحلیلی توانائی میں کمی کی وجہ سے، تیزابی خصوصیت میں کمی آتی ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.13 سلفر کے اہم ماخذ کی فہرست بنائیے؟

7.14 گروپ 16 کے عناصر کے ہائڈرائڈوں کے حرارتی استحکام کی ترتیب لکھیے؟

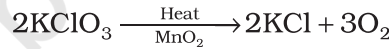
7.15 H_2O رقیق اور H_2S گیس کیوں ہے؟

7.11 ڈائی آکسیجن (Dioxygen)

تیاری

تجربہ گاہ میں ڈائی آکسیجن کو مندرجہ ذیل طریقوں سے تیار کیا جاسکتا ہے۔

(i) کلوریٹ، نائٹریٹ اور پرمینگیٹ جیسے آکسیجن پر مشتمل چیزوں کو گرم کرکے

$$2KClO_3 \xrightarrow[MnO_2]{Heat} 2KCl + 3O_2$$

(ii) برقی کیمیائی سلسلہ کی نچلی دھاتوں اور کچھ دھاتوں کے اعلیٰ آکسائڈوں کی حرارتی تحلیل کے ذریعے۔

$$2Ag_2O(s) \rightarrow 4Ag(s) + O_2(g); \qquad 2Pb_3O_4(s) \rightarrow 6PbO(s) + O_2(g)$$

$$2HgO(s) \rightarrow 2Hg(l) + O_2(g) \ ; \qquad 2PbO_2(s) \rightarrow 2PbO(s) + O_2(g)$$

(iii) میگنیز ڈائی آکسائڈ اور دھاتی سفوف جیسے وسیط کے ذریعہ ہائڈروجن پرآکسائڈ تیزی کے ساتھ پانی اور ڈائی آکسیجن میں تحلیل ہوجاتی ہے۔

$$2H_2O_2(aq) \rightarrow 2H_2O(1) + O_2(g)$$

(iv) بڑے پیمانے پر اسے پانی یا ہوا سے تیار کیا جاسکتا ہے۔ پانی کی برق پاشیدگی (Hydrolysis) کے نتیجے میں کیتھوڈ پر ہائڈروجن اور انیوڈ پر آکسیجن حاصل ہوتی ہے۔صنعتی پیمانے پر ڈائی آکسیجن کو ہوا سے حاصل کیا جاتا

ہے۔ سب سے پہلے ہوا سے کاربن ڈائی آکسائڈ اور پانی کے ابخرات کو علیحدہ کیا جاتا ہے اور اس کے بعد باقی ماندہ گیسوں کی اماعت کی جاتی ہے اور پھر کسری کشید کے ذریعہ ڈائی نائٹروجن اور ڈائی آکسیجن حاصل کی جاتی ہے۔

خصوصیات

ڈائی آکسیجن بے رنگ اور بغیر بو والی گیس ہے۔ پانی میں اس کی حل پذیری 293K پر $100cm^3$ پانی میں $3.08cm^3$ تک ہے جو کہ بحری اور آبی زندگی کی بقا کے لیے مناسب ہے۔ یہ 90K پر رقیق میں تبدیل ہوجاتی ہے اور 55K پر منجمد ہوجاتی ہے۔ اس کے تین مستحکم آئسوٹوپ ہیں۔ ^{16}O، ^{17}O اور ^{18}O الیکٹرانوں کی طاق تعداد کے باوجود سالماتی آکسیجن O_2 پیرامقناطیسی ہے جو کہ اس کی یکتا خصوصیت ہے (کیمسٹری، کلاس XI، اکائی 4 ملاحظہ کیجیے)

چند دھاتوں (مثلاً Au، Pt) اور کچھ نوبل گیسوں کو چھوڑ کر ڈائی آکسیجن باقی تمام دھاتوں اور غیر دھاتوں سے تعامل کرتی ہے۔ دیگر دھاتوں کے ساتھ اس کا اتحاد بہت زیادہ حرارت زا (Exothermic) ہوتا ہے جو کہ تعامل کو برقرار رکھنے میں معاون ہے۔ تاہم تعامل کو شروع کرنے کے لیے کچھ بیرونی حرارت درکار ہوتی ہے کیونکہ آکسیجن۔آکسیجن دوہرے بانڈ کی بانڈ تحلیلی توانائی زیادہ ($493.4 KJmol^{-1}$) ہے۔

دھاتوں، غیر دھاتوں اور دیگر مرکبات کے ساتھ ڈائی آکسیجن کے تعاملات ذیل میں دیے گئے ہیں۔

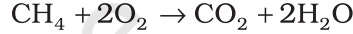
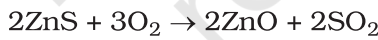
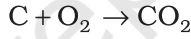
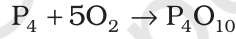
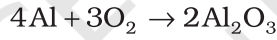
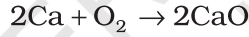
$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

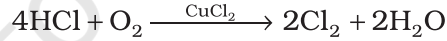
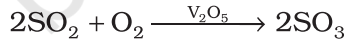
$$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$$

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$$

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

کچھ مرکبات وسیطی اعتبار سے تکسید ہوجاتے ہیں۔ مثلاً

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_3$$

$$4HCl + O_2 \xrightarrow{CuCl_2} 2Cl_2 + 2H_2O$$

استعمال: تنفس اور احتراق جیسے عام عملوں میں اس کی اہمیت کے ساتھ ساتھ آکسیجن کا استعمال آکسی ایسٹیلین ویلڈنگ میں کئی دھاتوں بالخصوص اسٹیل بنانے میں کیا جاتا ہے۔ اسپتالوں میں بہت زیادہ اونچائی پر پرواز کے دوران اور اونچے پہاڑوں پر آکسیجن کے سلینڈر کا بہت زیادہ استعمال ہے۔ ایندھنوں کا احتراق مثلاً رقیق آکسیجن میں ہائڈرازین کا احتراق راکٹوں کو دھکیلنے میں اہم رول ادا کرتا ہے۔

متن پر مبنی سوالات

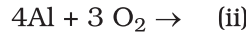
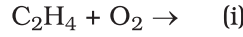
7.16 مندرجہ ذیل میں سے کون آکسیجن سے براہ راست تعامل نہیں کرتا؟

Zn, Ti, Pt, Fe

7.17 مندرجہ ذیل تعاملات کو مکمل کیجیے۔

(i) $C_2H_4 + O_2 \rightarrow$

(ii) $4Al + 3\ O_2 \rightarrow$

7.12 سادہ آکسائڈ (Simple Oxides)

دیگر عناصر کے ساتھ آکسیجن کے بائنری (Binary) مرکبات آکسائڈ کہلاتے ہیں۔ جیسا کہ پہلے مذکور ہوا، آکسیجن دوری جدول کے زیادہ تر عناصر کے ساتھ تعامل کر کے آکسائڈ بناتی ہے۔ کئی معاملوں میں ایک عنصر دو یا دو سے زیادہ آکسائڈ بناتا ہے۔ آکسائڈوں کی نوعیت اور خصوصیات ایک دوسرے سے مختلف ہوتی ہیں۔

آکسائڈ سادہ (مثلاً MgO، Al_2O_3) یا مکسڈ (Mixed) (Fe_3O_4، Pb_3O_4) ہو سکتے ہیں۔ سادہ آکسائڈوں کی درجہ بندی ان کی تیزابی، اساسی یا ایمفوٹیر خصوصیت کی بنیاد پر کی جاسکتی ہے۔ وہ آکسائڈ جو پانی کے ساتھ تیزاب بناتا ہے تیزابی آکسائڈ کہلاتا ہے مثلاً SO_2، Cl_2O_7، CO_2، N_2O_5۔ مثال کے طور پر SO_2 پانی کے ساتھ تعامل کر کے H_2SO_3 بناتی ہے جو کہ ایک تیزاب ہے۔

$$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$$

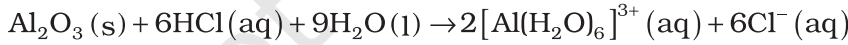
عمومی قاعدے کے مطابق صرف غیر دھاتی آکسائڈ تیزابی ہوتے ہیں لیکن بہت زیادہ تکسیدی حالت میں کچھ دھاتوں کے آکسائڈ بھی تیزابی خصوصیات کے حامل ہوتے ہیں۔ اساسی آکسائڈ (مثلاً Na_2O، CaO، BaO)

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

عمومی طور پر دھاتی آکسائڈ اساسی ہوتے ہیں۔

کچھ دھاتی آکسائڈ دوہرے طرز عمل کا اظہار کرتے ہیں۔ وہ تیزابی اور اساسی دونوں خصوصیات کو ظاہر کرتے ہیں۔ ایسے آکسائڈ ایمفوٹیرک آکسائڈ کہلاتے ہیں یہ تیزاب اور القلی دونوں سے تعامل کرتے ہیں۔ کچھ ایسے آکسائڈ بھی ہیں جو کہ نہ تو تیزابی ہیں اور نہ ہی اساسی۔ اس قسم کے آکسائڈ تعدیلی آکسائڈ کہلاتے ہیں۔ تعدیلی آکسائڈوں کی مثالیں ہیں CO، NO اور N_2O۔ Al_2O_3 ایسڈ اور القلی دونوں سے تعامل کرتا ہے۔

$$Al_2O_3(s) + 6HCl(aq) + 9H_2O(l) \rightarrow 2[Al(H_2O)_6]^{3+}(aq) + 6Cl^-(aq)$$
$$Al_2O_3(s) + 6NaOH(aq) + 3H_2O(l) \rightarrow 2Na_3[Al(OH)_6](aq)$$

7.13 اوزون (Ozone)

اوزون، آکسیجن کی بہروپی شکل ہے۔ یہ بہت زیادہ متعامل ہے اور سطح سمندر پر کرہ باد میں زیادہ عرصے تک برقرار رہتی ہے۔ 20 کلومیٹر کی اونچائی پر یہ روشنی کی موجودگی میں کرہ باد کے آکسیجن سے بنتی ہے۔ یہ اوزون پرت سطح زمین کو الٹراوائلٹ (UV) کے بہت زیادہ ارتکاز سے محفوظ رکھتی ہے۔

تیاری

جب آکسیجن کی ست اور خشک دھار کو ایک خاموش برقی ڈسچارج سے گزارا جاتا ہے تو اوزون (10%) حاصل ہوتی ہے۔ ماحصل ازونائزڈ آکسیجن (Ozonised Oxygen) کہلاتا ہے۔

$$3O_2 \rightarrow 2O_3 \; \Delta H^V \; (298 \; K) = +142 \; kJ \; mol^{-1}$$

کیونکہ آکسیجن سے اوزون کی تشکیل ایک حرارت خور (Endothemic) عمل ہے لہٰذا اس کی تحلیل روکنے کے لیے اس کی تیاری میں خاموش برقی ڈسچارج کا استعمال ضروری ہے۔

اگر اوزون کا ارتکاز 10 فیصد سے زیادہ مطلوب ہے تو اوزونائزر (Ozoniser) کی بیٹری کا استعمال کیا جاسکتا ہے اور خالص اوزون (b.p.161.1K) رقیق آکسیجن میں رکھے ہوئے برتن میں متکثف کی جاسکتی ہے۔

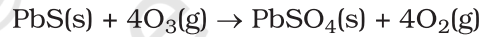
خصوصیات

خالص اوزون ہلکے نیلے رنگ کی گیس، گہرے نیلے رنگ کا رقیق اور سیاہی مائل بنفشی ٹھوس ہے۔ اوزون کی ایک مخصوص بو ہوتی ہے اور کم ارتکاز میں نقصان دہ نہیں ہے۔ تاہم، اگر ارتکاز 100ppm سے تجاوز کر جائے تو سانس لینے میں دقت محسوس ہونے لگتی ہے جس کی وجہ سے سر درد اور متلی ہونے لگتی ہے۔

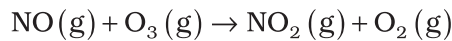
آکسیجن کی متناسبیت میں اوزون حرحرکیاتی اعتبار سے غیر مستحکم ہے کیونکہ آکسیجن میں اس کی تحلیل کے نتیجے میں حرارت پیدا ہوتی ہے (ΔH منفی ہے) اور انٹراپی (ΔS مثبت ہے) میں اضافہ ہوتا ہے۔ یہ دونوں اثرات ایک دوسرے کو قوت بہم پہنچاتے ہیں۔ نتیجتاً آکسیجن میں اس کی تبدیلی کے لیے منفی گیس توانائی میں بہت زیادہ تبدیلی آتی ہے۔

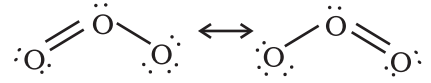
اس حالت میں جب یہ Nascent Oxygen کے ایٹم خارج کرتی ہے، ($O_3 \rightarrow O_2 + O$) ایک طاقتور تکسیدی ایجنٹ کے طور پر کام کرتی ہے۔ مثلاً یہ لیڈ سلفائڈ کی لیڈ سلفیٹ میں اور آیوڈائڈ کی آیوڈین میں تکسید کرتی ہے۔

$$PbS(s) + 4O_3(g) \rightarrow PbSO_4(s) + 4O_2(g)$$

$$2I+(aq) + H_2O(l) + O_3(g) \rightarrow 2OH+(aq) + I_2(s) + O_2(g)$$

جب اوزون بوریٹ بفر سے بفر شدہ پوٹاشیم آیوڈائڈ محلول (Ph9.2) کی وافر مقدار سے تعامل کرتی ہے تو آیوڈین خارج ہوتی ہے جس کی ٹائریشن سوڈیم تھایوسلفیٹ کے معیاری محلول کے تتیئں کی جاسکتی ہے۔ یہ O_3 گیس کے تخمینہ کا مقداری طریقہ ہے۔

تجربات سے ظاہر ہوتا ہے کہ اس طرح نائٹروجن آکسائڈ (بالخصوص نائٹروجن مونو آکسائڈ) اوزون سے بہت تیزی سے تعامل کرتی ہے اور اس طرح اس بات کا امکان بڑھ جاتا ہے کہ سپر سونک جیٹ طیاروں سے خارج ہونے والے نائٹروجن آکسائڈ بالائی کرہ باد میں اوزون کے ارتکاز کو کم کردے۔

$$NO(g) + O_3(g) \rightarrow NO_2(g) + O_2(g)$$

اس اوزون پرت کو ایک اور خطرہ لاحق ہے جو کہ فری آن (Freon) کے استعمال کی وجہ سے ہے۔ فری آن کا استعمال ایروسول اسپرے اور ریفریجریٹ میں کیا جاتا ہے۔

اوزون سالمہ میں دو آکسیجن۔آکسیجن بانڈ کی لمبائیاں مماثل (128 pm) ہیں اور سالمہ زاویائی ہے جیسا کہ امید کی جاتی ہے۔جس کا بانڈ زاویہ تقریباً 117° ہے۔ یہ دو خاص شکلوں کی گمک مخلوط (resonance Hybrid) ہے۔

استعمال: اس کا استعمال بطور جراثیم کش، مانع تعدیہ (Disinfectant) اور پانی کو اسٹیرلائز کرنے میں کیا جاتا ہے۔اس کا استعمال تیلوں Ivory آٹا، اسٹارچ وغیرہ کی بلیچنگ میں کیا جاتا ہے۔ پوٹاشیم پرمینگنیٹ کی تیاری میں اس کا استعمال بطور تکسیدی ایجنٹ کیا جاتا ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.18 O_3 ایک طاقتور تکسیدی ایجنٹ کیوں ہے؟

7.19 اوزون (O_3) کا مقداری تخمینہ کس طرح کیا جاتا ہے؟

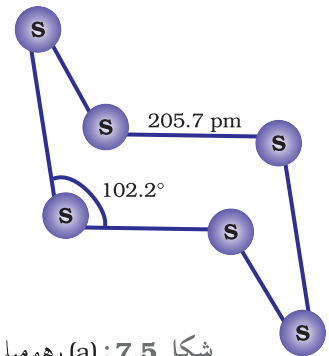
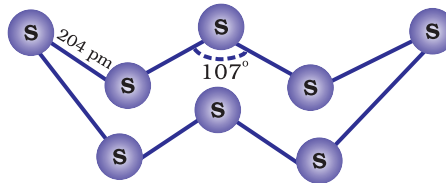
7.14 سلفر — بہروپی شکلیں (Sulphur — Allotropic Forms)

سلفر کئی بہروپی شکلیں تشکیل دیتا ہے جن میں پیلا رہومبک (α-sulphur) اور مونوکلینک (β-sulphur) شکلیں سب سے زیادہ اہم ہیں۔ رہومبک سلفر کمرہ کے درجہ حرارت پر مستحکم ہوتا ہے جو کہ 369 K پر گرم ہو کر مونوکلینک سلفر میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

رہومبک سلفر (α-sulphur)

یہ بہروپ پیلے رنگ کا ہوتا ہے جس کا نقطہ گداخت 385.8 K اور نوعی کثافت 2.06 ہے۔ CS_2 میں رول سلفر کے محلول کی تبخیر سے رہومبک سلفر کے کرسٹل بنائے جاتے ہیں۔ یہ پانی میں حل پذیر نہیں ہے لیکن بینزین، الکوحل اور ایتھر میں کچھ حد تک حل پذیر ہے۔ یہ CS_2 میں آسانی سے گھل جاتا ہے۔

مونو کلینک سلفر (β-sulphur)

اس کا نقطہ گداخت 1393 K اور نوعی کثافت 1.98 ہے۔ یہ CS_2 میں حل پذیر ہے۔سلفر کی اس شکل کو ایک ڈش میں رہومبک سلفر کو گرم کر کے اور قشر بننے تک ٹھنڈا کر کے تیار کیا جاتا ہے۔قشر میں دو سوراخ بنائے جاتے ہیں اور باقی ماندہ محلول کو ان کے ذریعہ باہر نکال لیا جاتا ہے۔قشر کو علیحدہ کرنے پر β سلفر کے سوئی نما کرسٹل حاصل ہوتے ہیں۔ یہ 369 K کے اوپر مستحکم ہے اور اس درجہ حرارت کے نیچے α سلفر میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اس کے برعکس α سلفر 369 K سے نیچے مستحکم ہے اور اس درجہ حرارت کے اوپر β سلفر میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ 369 K پر دونوں شکلیں مستحکم ہیں۔ یہ درجہ حرارت عبوری درجہ حرارت کہلاتا ہے۔

شکل 7.5 : (a) رھومبك سلفر میں S_6 چھلوں اور (b) S_6 شکل کی ساختیں

رہومبک اور مونو کلینک دونوں قسم کے سلفر میں S_8 سالمات ہوتے ہیں یہ S_8 سالمات ایک دوسرے سے منسلک ہوکر مختلف کرسٹل ساختیں تشکیل دیتے ہیں۔ دونوں شکلوں میں S_8 کے چھلے تاج کی شکل میں منسلک ہوتے ہیں۔ سالماتی ابعاد شکل 7.5(a) میں دیے گئے ہیں۔

گذشتہ دو دہائیوں میں ایک چھلہ میں 20-6 سلفر ایٹموں پر مشتمل سلفر کی کئی شکلیں تالیف کی گئی ہیں۔ Cyclo-S_6 میں، چھلہ کرسی کی شکل اختیار کر لیتا ہے اور سالماتی ابعاد شکل 7.5(b) میں دکھائے گئے ہیں۔ اونچے درجہ حرارت (~ 1000 K) پر S_2 ایک dominant شکل ہے اور O_2 کی طرح پیرا مقناطیسی (Paramagnetic) ہے۔

مثال 7.12 سلفر کی کون سی شکل پیرا مقناطیسی طرز عمل کو ظاہر کرتی ہے؟

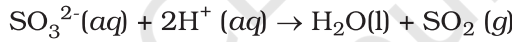
حل ابخراتی حالت میں سلفر جزوی طور پر S_2 سالمہ کی شکل میں ہوتا ہے جس میں O_2 کی طرح اینٹی بانڈنگ π اربٹل میں بغیر جوڑے کے الیکٹران ہوتے ہیں، اور یہ پیرا مقناطیسی خصوصیت کو ظاہر کرتا ہے۔

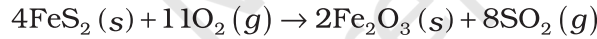
7.15 سلفر ڈائی آکسائڈ (Sulphur Dioxide)

جب سلفر کو ہوا یا آکسیجن میں جلایا جاتا ہے تو تھوڑی سی (6-8%) سلفر ٹرائی آکسائڈ کے ساتھ سلفر ڈائی آکسائڈ حاصل ہوتی ہے۔

$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

تجربہ گاہ میں اسے سلفائٹ کا ڈائی لیوٹ سلفیورک ایسڈ سے تعامل کرا کے تیزی سے بنایا جاسکتا ہے۔

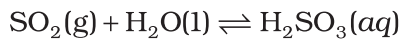
$$SO_3^{2-}(aq) + 2H^+(aq) \rightarrow H_2O(l) + SO_2(g)$$

صنعتی طور پر اسے سلفائڈ کچ دھاتوں کی روسٹنگ کے دوران ضمنی ماحصل کے طور پر حاصل کیا جاتا ہے۔

$$4FeS_2(s) + 11O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s) + 8SO_2(g)$$

خشک کرنے کے بعد اونچے دباؤ پر گیس کی اماعت کی جاتی ہے اور اسے اسٹیل کے سلنڈروں میں اسٹور کر لیا جاتا ہے۔

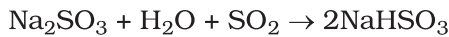
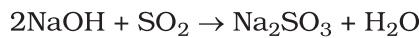
خصوصیات

سلفر ڈائی آکسائڈ بے رنگ گیس ہے جس میں تیز بو آتی ہے۔ یہ پانی میں بہت زیادہ حل پذیر ہے۔ یہ کمرہ کے درجہ حرارت پر 2 atm دباؤ پر رقیق میں تبدیل ہوجاتی ہے اور 263 K پر ابلنے لگتی ہے۔

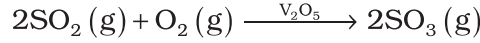
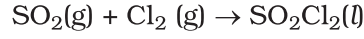
سلفر ڈائی آکسائڈ کو جب پانی سے گزارا جاتا ہے تو یہ سلفیورس ایسڈ کا محلول بناتی ہے۔

$$SO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2SO_3(aq)$$

یہ سوڈیم ہائڈروکسائڈ محلول سے تیزی کے ساتھ تعامل کرتی ہے اور سوڈیم سلفائٹ بناتی ہے جو کہ سلفر ڈائی آکسائڈ سے مزید تعامل کر کے سوڈیم ہائڈروجن سلفائٹ بناتا ہے۔

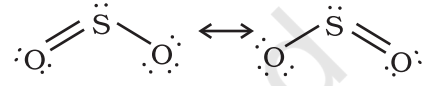
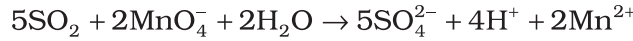
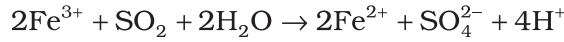
$$2NaOH + SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$

$$Na_2SO_3 + H_2O + SO_2 \rightarrow 2NaHSO_3$$

پانی اورالقلیوں سے اس کے تعامل میں،سلفرڈائی آکسائڈ کا طرزِعمل کاربن ڈائی آکسائڈ کے مشابہ ہے۔
سلفر ڈائی آکسائڈ چارکول (جوکہ وسیط کے طور پر کام کرتا ہے) کی موجودگی میں کلورین سے تعامل کرکے سلفیورک کلورائڈ SO_2Cl_2 بناتی ہے۔ وینیڈیم (V) آکسائڈ وسیط کی موجودگی میں یہ آکسیجن کے ذریعہ سلفرٹرائی آکسائڈ میں تکسید ہوجاتی ہے۔

$$SO_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow SO_2Cl_2(l)$$

$$2SO_2(g) + O_2(g) \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_3(g)$$

مرطوب حالت میں سلفرڈائی آکسائڈ تحویلی ایجنٹ کے طور پر کام کرتی ہے مثال کے طور پر یہ آئرن (III) آینوں کو آئرن (II) آینوں میں تبدیل کردیتی ہے اور تیزابی پوٹاشیم پرمینگنیٹ (VII) محلول کا رنگ اڑا دیتی ہے۔ موخرالذکر تعامل گیس کے لیے ایک مناسب ٹیسٹ ہے۔

$$2Fe^{3+} + SO_2 + 2H_2O \rightarrow 2Fe^{2+} + SO_4^{2-} + 4H^+$$

$$5SO_2 + 2MnO_4^- + 2H_2O \rightarrow 5SO_4^{2-} + 4H^+ + 2Mn^{2+}$$

SO_2 کا سالمہ زاویائی ہوتا ہے۔ یہ دو مستند (Canonical) شکلوں کی گمک مخلوط ہے۔

$$:\ddot{O}{=}\ddot{S}{-}\ddot{O}: \leftrightarrow :\ddot{O}{-}\ddot{S}{=}\ddot{O}:$$

استعمال: سلفرڈائی آکسائڈ کا استعمال (i) پیٹرولیم اورچینی کی ریفائننگ میں کیا جاتا ہے۔ (ii) اون اور ریشم کی بلیچنگ میں کیا جاتا ہے۔ (iii) اینٹی کلور مانع تعدیہ اور تحفظی شے (Preservative) کے طور پر کیا جاتا ہے۔سلفیورک ایسڈ، سوڈیم ہائڈروجن سلفائٹ اور کیلشیم ہائڈروجن سلفائٹ (صنعتی کیمیکل) کو سلفر ڈائی آکسائڈ سے بنایا جاتا ہے۔ رقیق SO_2 کا استعمال متعدد نامیاتی اور غیر نامیاتی کیمیکل کو حل کرنے کے لیے محلل کے طور پر کیا جاتا ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.20 جب سلفرڈائی آکسائڈ کو Fe(III) نمک کے آبی محلول سے گزارا جاتا ہے تو کیا ہوتا ہے؟

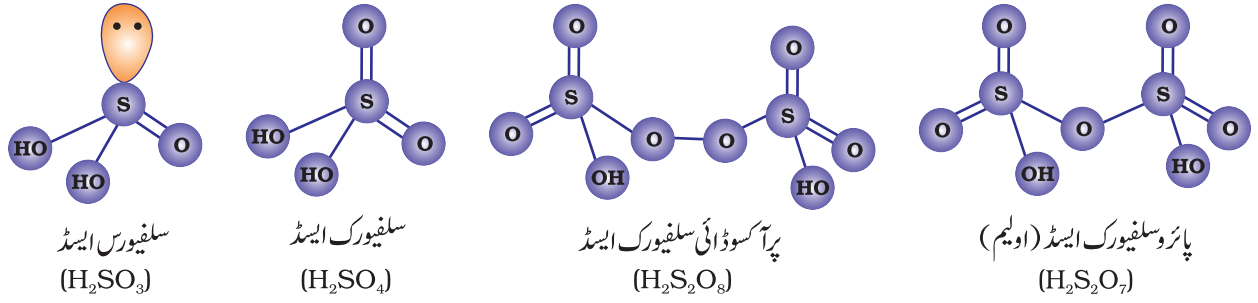
7.21 SO_2 سالمہ میں بننے والے دو S – O بانڈ کی نوعیت پر تبصرہ کیجیے۔ کیا اس سالمہ میں دونوں بانڈ مساوی ہیں؟

7.22 SO_2 کی موجودگی کی شناخت کس طرح کی جاتی ہے؟

7.16 سلفر کے آکسوایسڈ (Oxoacids of Sulphur)

سلفر متعدد آکسوایسڈ بناتا ہے مثلاً H_2SO_3، $H_2S_2O_3$، $H_2S_2O_4$، $H_2S_2O_5$، H_2SxO_6 (x = 2 to 5)، H_2SO_7، H_2SO_8 ان میں سے کچھ غیر مستحکم ہیں اور انھیں علیحدہ نہیں کیا جاسکتا۔ یہ اپنے آبی محلول یا اپنے نمکوں کی شکل میں جانے جاتے ہیں۔ کچھ اہم آکسوایسڈ کی ساختیں شکل 7.6 میں دکھائی گئی ہیں۔

7.17 سلفیورک ایسڈ (Sulphuric Acid)

سلفیورک ایسڈ، دنیا میں صنعتی کیمیکلس میں سب سے اہم کیمیکل ہے۔
سلفیورک ایسڈ کو کانٹیکٹ پراسس (Contact Process) کے ذریعہ تیار کیا جاتا ہے۔ جوکہ تین مرحلوں میں مکمل ہوتا ہے۔

شکل **7.6** : سلفر کے کچھ اہم آکسوایسڈوں کی ساختیں

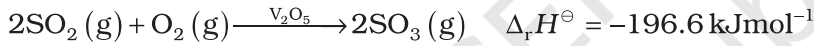
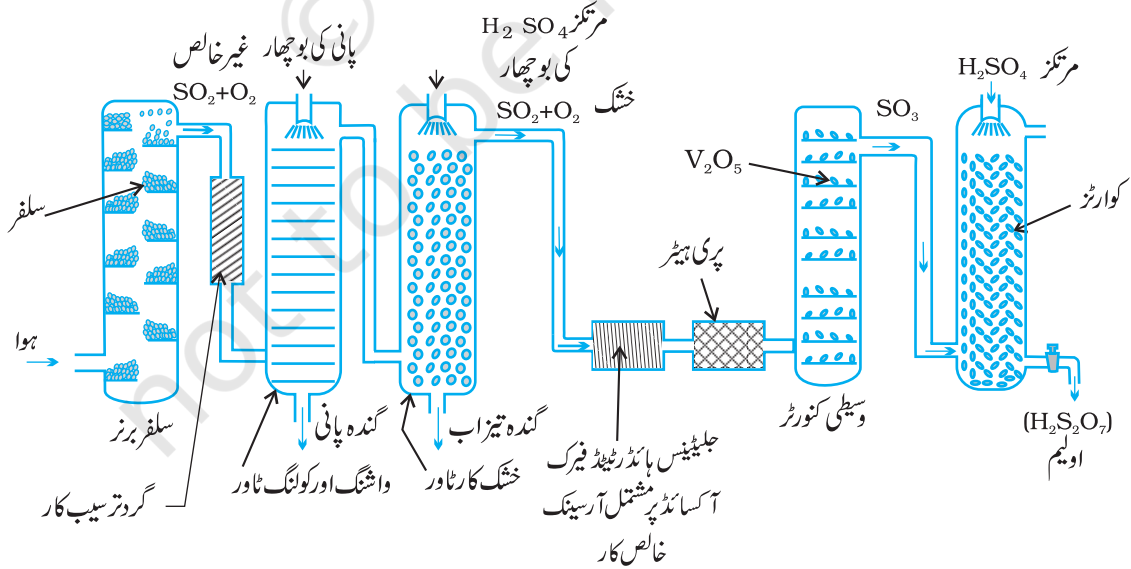
(i) SO_2 پیدا کرنے کے لیے سلفر یا سلفائڈ کچ دھاتوں کا ہوا میں احتراق

(ii) V_2O_5 وسیط کی موجودگی میں آکسیجن کے ساتھ تعامل کرا کر SO_2 کی SO_3 میں تبدیلی۔

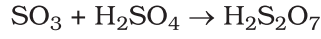
(iii) H_2SO_4 میں SO_3 کا انجذاب جس سے اولیم (Oleum) یعنی $H_2S_2O_7$ حاصل ہوتا ہے۔

سلفیورک ایسڈ بنانے کے لیے فلوڈائی گرام شکل 7.7 میں دکھایا گیا ہے۔ SO_2 میں موجود گرد اور آرسینک مرکبات جیسی ملاوٹوں کو علیحدہ کر کے خالص بنایا جاتا ہے۔

H_2SO_4 کی تیاری میں کلیدی مرحلہ V_2O_5 وسیط کی موجودگی میں SO_2 کی O_2 کے ساتھ وسیطی تکسید ہے جس کے نتیجے میں SO_3 حاصل ہوتی ہے۔

$$2SO_2\,(g) + O_2\,(g) \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_3\,(g) \qquad \Delta_r H^{\ominus} = -196.6\ kJmol^{-1}$$

یہ تعامل حرارت زا، رجعتی اور فارورڈ تعامل سے حجم میں کمی آتی ہے۔ لہٰذا زیادہ سے زیادہ پیداوار کے لیے کم درجہ حرارت اور زیادہ دباؤ موافق حالات میں لیکن درجہ حرارت بہت کم نہیں ہونا چاہیے۔ نہیں تو تعامل بہت سست ہو جائے گا۔

شکل **7.7** : سلفیورک ایسڈ کی تیاری کا فلو ڈائی گرام

عملی طور پر پلانٹ کو bar 2 دباؤ اور K 70 درجہ حرارت پر جلایا جاتا ہے۔ کیٹلٹک کنورٹر سے حاصل ہونے والی SO_3 گیس کو H_2SO_4 میں جذب کرایا جاتا ہے۔ جس سے اولیم حاصل ہوتا ہے۔ اولیم کو پانی سے ڈائی لیوٹ کر کے مطلوبہ ارتکاز کا H_2SO_4 حاصل ہوتا ہے۔ انڈسٹری میں دو مراحل بہ یک وقت بروئے کار لائے جاتے ہیں۔ تا کہ پراسس کا تسلسل قائم رہے اور لاگت بھی کم آئے۔

$$SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_7$$

اولیم

کانٹیکٹ پراسس کے ذریعہ تیار کیا گیا سلفیورک ایسڈ 96-98% تک خالص ہوتا ہے۔

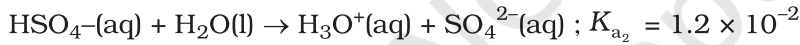
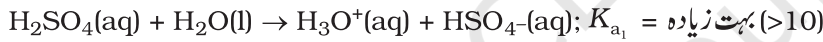
خصوصیات

سلفیورک ایسڈ بے رنگ، کثیف، تیل جیسا رقیق ہے جس کی نوعی کثافت K 298 پر 1.84 ہے۔ ایسڈ K 283 پر منجمد ہوجاتا ہے اور K 611 پر ابلنے لگتا ہے۔ یہ پانی میں حل ہوکر بڑی مقدار میں حرارت پیدا کرتا ہے اس لیے مرتکز سلفیورک ایسڈ سے سلفیورک ایسڈ کا محلول بناتے وقت محتاط رہنا ضروری ہے۔ مرتکز ایسڈ کو پانی میں آہستہ آہستہ ملانا چاہیے اور مسلسل ہلاتے رہنا چاہیے۔

سلفیورک ایسڈ کے کیمیائی تعاملات مندرجہ ذیل خصوصیات کا نتیجہ ہیں۔

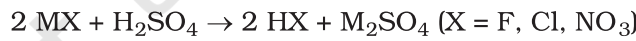
(a) کم طیران پذیری (b) مضبوط تیزابی خصوصیت (c) پانی کے تئیں بہت زیادہ افینٹی (d) تکسیدی ایجنٹ کے طور پر کام کرنے کی اہلیت۔ آبی محلول میں سلفیورک ایسڈ دو مرحلوں میں آیونائز ہوجاتا ہے۔

$$H_2SO_4(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + HSO_4^-(aq);\ K_{a_1} = \text{بہت زیادہ}\ (>10)$$

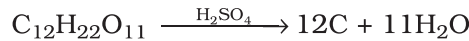
$$HSO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)\ ;\ K_{a_2} = 1.2 \times 10^{-2}$$

K_{a_1} کی بہت زیادہ ($K_{a_1} > 10$) کا مطلب ہے کہ H_2SO_4 کی H^+ اور HSO_4 آینوں میں بہت زیادہ تحلیل ہوتی ہے۔ تحلیلی مستقلہ (ka) کی قدر جتنی زیادہ ہوگی ایسڈ اتنا ہی مضبوط ہوگا۔

ایسڈ نمکوں کے دو سلسلے تشکیل دیتا ہے: نارمل سلفیٹ (جیسے سوڈیم سلفیٹ اور کاپر سلفیٹ) اور ایسڈ سلفیٹ (مثلاً سوڈیم ہائڈروجن سلفیٹ)

کم طیران پذیری کی وجہ سے سلفیورک ایسڈ کا استعمال کم طیران پذیر تیزابوں کو ان کے نظیری نمکوں سے بنانے میں کیا جاسکتا ہے۔

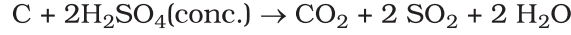
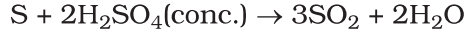
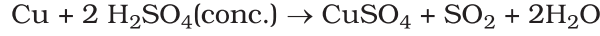
$$2\,MX + H_2SO_4 \rightarrow 2\,HX + M_2SO_4\ (X = F, Cl, NO_3)$$

(M = دھات)

مرتکز سلفیورک ایسڈ ایک مضبوط ڈی ہائڈریٹنگ ایجنٹ ہے۔ متعدد مرطوب گیسوں کو خشک کرنے کے لیے انھیں سلفیورک ایسڈ سے گزارا جاتا ہے۔ اگر چہ گیسیں تیزاب سے تعامل نہیں کرتی ہیں سلفیورک ایسڈ نامیاتی مرکبات سے پانی کو ہٹا دیتا ہے، کاربوہائڈریٹ پر اس کا چارنگ ایکشن (Charring Action) اس بات کا ثبوت ہے۔

$$C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{H_2SO_4} 12C + 11H_2O$$

گرم مرتکز سلفیورک ایسڈ ایک معتدل قسم کا مضبوط تکسیدی ایجنٹ ہے اس لحاظ سے یہ فاسفورک اور نائٹرک ایسڈ کے درمیان میں ہے۔ دھات اور غیر دھات دونوں ہی مرتکز سلفیورک ایسڈ کے ذریعہ تکسید ہوجاتی ہیں اور خود سلفیورک ایسڈ کی SO_2 میں تحویل ہوجاتی ہے۔

$$Cu + 2\ H_2SO_4(conc.) \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

$$S + 2H_2SO_4(conc.) \rightarrow 3SO_2 + 2H_2O$$

$$C + 2H_2SO_4(conc.) \rightarrow CO_2 + 2\ SO_2 + 2\ H_2O$$

استعمال: سلفیورک ایسڈ ایک نہایت اہم صنعتی کیمیکل ہے۔ کسی ملک کی صنعتی طاقت کا اندازہ اس ملک میں پیدا ہونے والے اور خرچ ہونے والے سلفیورک ایسڈ کی مقدار سے لگایا جاسکتا ہے۔ سینکڑوں قسم کے مرکبات بنانے میں اس کی ضرورت پڑتی ہے اور کئی صنعتی عملوں میں بھی سلفیورک ایسڈ کام میں لایا جاتا ہے۔ بڑی مقدار میں سلفیورک ایسڈ کا استعمال فرٹیلائزر (مثلاً امونیم سلفیٹ، سپر فاسفیٹ) بنانے میں کیا جاتا ہے۔ دیگر استعمال اس طرح ہیں: (a) پیٹرولیم ریفائننگ (b) رنگ، روغن اور رنگ بنانے والے ضمنی ماحصلات (c) ڈٹرجنٹ انڈسٹری (d) فلز کار عملوں (مثلاً ایمالنگ، برقی ملمع کاری (Electroplating) اور جست کاری (Galvanising) سے پہلے دھاتوں کی صفائی میں (e) اسٹوریج بیٹریاں بنانے میں (f) نائٹروسیلیولوز ماحصلات بنانے میں اور (g) تجربہ گاہ میں ریجنٹ کے طور پر

مثال 7.13

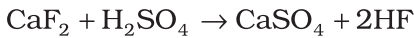
کیا ہوتا ہے، جب

(i) مرتکز H_2SO_4 کو کیلشیم فلورائڈ میں ملایا جاتا ہے۔

(ii) SO_3 کو پانی سے گزارا جاتا ہے۔

حل

(i) یہ ہائڈروجن فلورائڈ بناتا ہے۔

$$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2HF$$

(ii) SO_3 یہ کو حل کرکے H_2SO_4 بناتا ہے۔

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

متن پر مبنی سوالات

7.23 ایسے تین شعبوں کے نام بتائیے جہاں H_2SO_4 ایک اہم رول ادا کرتا ہے۔

7.24 کانٹیک پراسس کے ذریعہ H_2SO_4 کی زیادہ سے زیادہ پیداوار کے لیے شرائط لکھیے۔

7.25 پانی میں H_2SO_4 کے لیے $K_{a_2} \ll K_{a_1}$ کیوں ہے؟

7.18 گروپ 17 کے عناصر (Group17 Elements)

فلورین، کلورین، برومین، آیوڈین، ایسٹیٹائن اور ٹینیسائن (Tennessine) گروپ 17 کے عناصر ہیں انھیں مجموعی طور پر ہیلوجن (یونانی میں Helo کا مطلب ہے نمک اور Genes کا مطلب ہے پیدا ہونا یعنی سالٹ پروڈیوسر)۔ ہیلوجن بہت زیادہ تعامل پذیر غیر دھاتی عناصر ہیں۔ گروپ 1 اور 2 کے عناصر کی طرح گروپ 17 کے عناصر آپس میں بہت زیادہ یکسانیت کا اظہار کرتے ہیں۔ اتنی زیادہ یکسانیت دوری جدول کے کسی اور گروپ کے عناصر میں نہیں پائی جاتی ہے۔ مزید یہ بھی کہ ان کی طبیعی اور کیمیائی خصوصیات میں باقاعدہ ترتیب (Regular Gradation) ہے۔ ایسٹیٹائن اور ٹینیسائن تابکار عناصر ہیں۔

7.18.1 وقوع (Occurrence)

فلورین اور کلورین کافی مقدار میں پائی جاتی ہیں جب کہ برومین اور آیوڈین کم مقدار میں پائی جاتی ہیں۔ فلورین خاص طور سے غیر حل پذیر فلورائڈ (فلوسپار CaF_2، کرایولائٹ Na_3AlF_6) اور فلورو پیٹائٹ $3Ca_3(PO_4)_2.CaF_2$ کی شکل میں پائی جاتی ہے یہ مٹی، دریا کے پانی، پودوں، جانوروں کی ہڈیوں اور دانتوں میں بھی بہت تھوڑی مقدار میں موجود ہوتی ہے۔ سمندر کے پانی میں سوڈیم، پوٹاشیم، میگنیشیم اور کیلشیم کے کلورائڈ برومائڈ اور آیوڈائڈ موجود ہوتے ہیں لیکن سب سے زیادہ سوڈیم کلورائڈ (کمیت کے اعتبار سے 25%) پایا جاتا ہے۔ سمندر کی خشک تلچھٹ ان مرکبات پر مشتمل ہوتی ہے یعنی سوڈیم کلورائڈ اور کارنیلائٹ $KCl.MgCl_2.6H_2O$ آبی زندگی کی کئی شکلوں کے نظاموں میں آیوڈین پایا جاتا ہے۔ مثلاً متعدد سمندری ویڈ 0.5% آیوڈین پر مشتمل ہوتی ہیں اور چلی سالٹ پیٹر میں 0.2% تک سوڈیم آیوڈیٹ پایا جاتا ہے۔

گروپ 17 کے عناصر ٹینیسائن کے علاوہ، کی اہم ایٹمی اور طبیعی خصوصیات کو ان کے الیکٹرانی شکل کے ساتھ جدول 7.8 میں دیا گیا ہے۔ ٹینیسائن ایک مصنوعی تابکار عنصر ہے۔ اس کی علامت Ts ہے۔ ایٹمی عدد 117، ایٹمی کمیت 294 اور الیکٹرانی تشکل $[Rn]5f^{14},6d^{10},7s^2,7p^5$ ہے۔ اس عنصر کی بہت کم مقدار ہی بنائی جاسکتی ہے۔ اس کے علاوہ اس کی نصف زندگی بھی ملی سیکنڈ میں ہے اس وجہ سے اس کی کیمیائی خصوصیات ثابت نہیں ہوسکی ہیں۔

ایٹمی، طبیعی اور کیمیائی خصوصیات کے کچھ رجحانات ذیل میں مذکور ہیں۔

7.18.2 الیکٹرانی تشکل

ان سبھی عناصر کے بیرونی شیل میں سات الیکٹران ہوتے ہیں (ns^2np^5) اس طرح ان میں اپنے سے آگے والی نوبل گیس سے ایک الیکٹران کم ہے۔

7.18.3 ایٹمی اور آینی نصف قطر

از حد نیوکلیائی چارج کی وجہ سے اپنے متعلقہ پیریڈ میں ہیلوجن کے ایٹمی نصف قطر سب سے چھوٹے ہیں۔ دوسرے پیریڈ کے دیگر عناصر کی طرح فلورین کا ایٹمی نصف قطر نہایت چھوٹا ہے۔ کوانٹم شیل کی تعداد میں اضافہ کی وجہ سے فلورین سے آیوڈین تک ایٹمی اور آینی نصف قطر میں اضافہ ہوتا ہے۔

7.18.4 آیونائزیشن اینتھالپی

ان میں الیکٹران کو کھونے کا رجحان بہت کم ہوتا ہے۔ اس طرح ان کی آیونائزیشن اینتھالپی بہت زیادہ ہوتی ہے۔ گروپ میں نیچے جانے پر ایٹمی سائز میں اضافہ کی وجہ سے آیونائزیشن اینتھالپی میں کمی آتی جاتی ہے۔

7.18.5 الیکٹران گین اینتھالپی

نظیری ادوار (Periods) میں ہیلوجن کی منفی الیکٹران گین اینتھالپی سب سے زیادہ ہوتی ہے۔ یہ اس حقیقت پر مبنی ہے کہ ان عناصر کے ایٹموں میں مستحکم نوبل گیس میں الیکٹرانی تشکل کے مقابلے ایک الیکٹران کم ہوتا ہے۔ گروپ میں

جدول 7.8 ہیلوجن کی ایٹمی اور طبعی خصوصیات

خصوصیت	F	Cl	Br	I	At[a]
ایٹمی عدد	9	17	35	53	85
ایٹمی کمیت / $g\ mol^{-1}$	19.00	35.45	79.90	126.90	210
الیکٹرانی تشکل	$[He]2s^2 2p$	$[Ne]3s^2 3p^5$	$[Ar]3d^{10}4s^2 4p^5$	$[Kr]4d^{10}5s^2 5p^5$	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^2 6p^5$
شریک گرفت نصف قطر / pm	64	99	114	133	-
آئنی نصف قطر X^- / pm	133	184	196	220	-
آیونائزیشن اینتھالپی / $kJ\ mol^{-1}$	1680	1256	1142	1008	-
الیکٹران گین اینتھالپی / $kJ\ mol^{-1}$	4	3.2	3.0	2.7	2.2
برقی منفیت $\Delta_{Hyd}H(X^-)kJ^b\ mol^{-1}$	515	381	347	305	-
	F_2	Cl_2	Br_2	I_2	-
نقطہ گداخت	54.4	172.0	265.8	386.6	-
نقطہ جوش	84.9	239.0	332.5	458.2	-
کثافت	1.5(85)[c]	1.66(203)[c]	3.19(23)[c]	4.94(293)[d]	-
فاصلہ	143	199	228	266	-
بانڈ تحلیل اینتھالپی	158.8	242.8	192.8	151.1	-
E^V/V^e / ($kJ\ mol^{-1}$)	2.87	1.36	1.09	0.54	

[a] تابکار؛ [b] پالنگ پیمانہ؛ [c] درجہ حرارت (k) پر رقیق کے لیے قوسین میں دیا گیا ہے؛ [d] ٹھوس؛ [e] نصف سیل تعامل $X_2\ (g) + 2e^- \rightarrow 2X^-(aq)$

سے کم ہے۔ فلورین ایٹم کا سائز چھوٹا ہونے کی وجہ سے ایسا ہوتا ہے۔ نتیجتاً فلورین کے نسبتاً چھوٹے 2p ارbٹل میں بہت زیادہ انٹرالیکٹرانک ریلیشن ہوتا ہے اور اس طرح اندر آنے والے الیکٹران بہت زیادہ کشش محسوس نہیں کرتے۔

7.18.6 برقی منفیت

ان کی برقی منفیت بہت زیادہ ہوتی ہے۔ گروپ میں نیچے کی طرف برقی منفیت گھٹتی جاتی ہے۔ دوری جدول میں فلورین سب سے زیادہ برقی منفی عنصر ہے۔

مثال 7.4

دوری جدول کے متعلقہ ادوار میں ہیلوجن کی منفی الیکٹران گین اینتھالپی سب سے زیادہ ہے۔ کیوں؟

حل

اپنے متعلقہ ادوار میں ہیلوجن کا سائز سب سے چھوٹا ہے اور اسی وجہ سے بہت زیادہ موثر نیوکلیائی چارج ہوتا ہے۔ نتیجتاً یہ نوبل گیس تشکل اختیار کرنے کے لیے بہت تیزی سے ایک الیکٹران حاصل کر لیتے ہیں۔

7.18.7 طبعی خصوصیات (Physical Properties)

ہیلوجن کی طبعی خصوصیات میں ایک ہموار تغیر پایا جاتا ہے۔ فلورین اور کلورین گیسیں ہیں، برومین رقیق ہے اور آیوڈین ٹھوس ہے۔ ایٹمی عدد میں اضافہ کے ساتھ ان کے نقطہ گداخت اور نقطہ جوش میں مستقل اضافہ ہوتا ہے۔ تمام ہیلوجن

رنگین ہیں۔ مرئی خطہ میں اشعاع کے انجذاب کی وجہ سے ایسا ہوتا ہے جس کے نتیجے میں بیرونی الیکٹران اونچی توانائی کے لیول مشتعل ہوجاتے ہیں۔ اشعاع کا مختلف کوانٹا جذب کرکے یہ مختلف رنگ ظاہر کرتے ہیں۔ مثال کے طور پر F_2 کا رنگ زرد، Cl_2 کا سبز مائل زرد، Br_2 کا سرخ اور I_2 کا رنگ بینگنی (بنفشی) ہوتا ہے۔ فلورین اور کلورین پانی سے تعامل کرتے ہیں۔ برومین اور آیوڈین پانی میں بہت کم حل پذیر ہیں لیکن کلوروفارم، کاربن ٹیٹرا کلورائڈ، کاربن ڈائی سلفائڈ اور ہائڈروکاربن جیسے متعدد نامیاتی محللوں میں حل پذیر ہیں اور رنگین محلول بناتے ہیں۔

جدول 7.8 سے ہم ایک حیرت انگیز بے قاعدگی نوٹ کرتے ہیں وہ یہ ہے کہ Cl_2 کے مقابلے F_2 کی تحلیل کی اینتھالپی کم ہے جب کہ کلورین سے آگے کی طرف X-X بانڈ تحلیل اینتھالپی میں متوقع رجحان دیکھا جاسکتا ہے یعنی Cl – Cl > Br – Br > I – I سالمہ کے لون پیئر میں الیکٹران۔ الیکٹران دفع نسبتاً زیادہ ہونے کی وجہ سے ایسا ہوتا ہے۔ جہاں پر Cl_2 کے مقابلے ایک دوسرے کے زیادہ نزدیک ہیں۔

مثال 7.15

حالانکہ فلورین کی الیکٹران گین اینتھالپی کلورین کے مقابلے کم ہے مگر کلورین کے مقابلے فلورین ایک مضبوط تکسیدی ایجنٹ ہے۔ کیوں؟

حل

یہ اس وجہ سے ہے

(i) F-F بانڈ کی کم تحلیل اینتھالپی (جدول 7.8)۔

(ii) -F کی زیادہ ہائڈریشن اینتھالپی (جدول 7.8)

7.18.8 کیمیائی خصوصیات (Chemical Properties)

تکسیدی حالتیں اور کیمیائی تعاملیت کے رجحانات

تمام ہیلوجن (1-) تکسیدی حالت کو ظاہر کرتے ہیں۔ تاہم کلورین، برومین اور آیوڈین +1، +3، +5 اور +7 تکسیدی حالتوں کو بھی ظاہر کرتے ہیں جیسا کہ ذیل میں واضح کیا گیا ہے۔

	ns	np	nd	
گراؤنڈ اسٹیٹ میں ہیلوجن ایٹم (فلورین کے علاوہ)	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑		1 یا 1+ – تکسیدی حالت کے لیے بغیر جوڑے کا ایک الیکٹران ذمہ دار ہے
پہلی مشتعل حالت	↑↓	↑↓ ↑ ↑	↑	+3 تکسیدی حالت کے لیے 3 بغیر جوڑے کے الیکٹران ذمہ دار ہیں
دوسری مشتعل حالت	↑↓	↑ ↑ ↑	↑ ↑	+5 تکسیدی حالت کے لیے 5 بغیر جوڑے کے الیکٹران ذمہ دار ہیں
تیسری مشتعل حالت	↑↓	↑ ↑ ↑	↑ ↑ ↑	+7 تکسیدی حالت کے 7 بغیر جوڑے کے الیکٹران ذمہ دار ہیں

کلورین، برومین اور آیوڈین کی اونچی تکسیدی حالتوں کا اندازہ اس وقت ہوتا ہے جب ہیلوجن کم اور بہت زیادہ برقی منفی فلورین اور آکسیجن ایٹموں کے ساتھ متحد ہوتی ہیں مثلاً انٹر ہیلو جنوں میں، آکسائڈ اور آکسوائڈ میں +4 اور +6 تکسیدی حالتیں کلورین اور برومین کے آکسائڈ اور آکسوائڈ میں پائی جاتی ہیں۔ فلورین ایٹم کے ویلنس

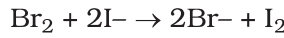
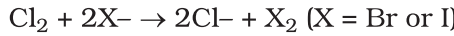
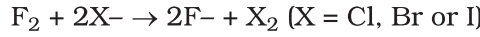
شیل میں کوئی بھی d الیکٹران نہیں ہوتا اور اسی لیے اپنے آکٹیٹ میں توسیع نہیں کرسکتا۔ سب سے زیادہ برقی منفی ہونے کی وجہ سے یہ صرف 1- تکسیدی حالت کو ظاہر کرتا ہے۔

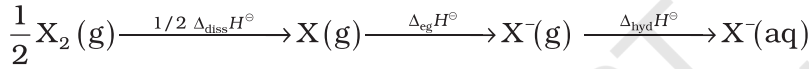
سبھی ہیلوجن بہت زیادہ تعامل پذیر ہیں۔ یہ دھات اور غیر دھات دونوں کے ساتھ تعامل کر کے ہیلائڈ بناتے ہیں۔ ہیلوجن کی تعاملیت گروپ میں نیچے کی طرف گھٹتی ہے۔

الیکٹرانوں کا بہت تیزی سے حصول کے پیچھے ہیلوجن کی مضبوط تکسیدی نوعیت کارفرما ہے۔ F_2 مضبوط ترین تکسیدی ہیلوجن ہے اور یہ دیگر ہیلائڈوں کی محلول ہیں اور یہاں تک کہ ٹھوس حالت میں تکسید کر دیتی ہے۔ عمومی طور پر ایک ہیلوجن زیادہ ایٹمی عدد والے ہیلائڈ آینوں کی تکسید کرتا ہے۔

$$F_2 + 2X^- \rightarrow 2F^- + X_2 \ (X = Cl, Br \text{ or } I)$$

$$Cl_2 + 2X^- \rightarrow 2Cl^- + X_2 \ (X = Br \text{ or } I)$$

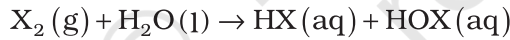
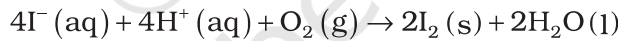
$$Br_2 + 2I^- \rightarrow 2Br^- + I_2$$

آبی محلول میں ہیلوجن کی تکسیدی اہلیت گروپ میں نیچے جانے پر گھٹتی ہے جس کا ثبوت ان کے معیاری الیکٹروڈ مضمر ہیں (جدول 7.8) جو کہ مندرجہ ذیل پیرامیٹر پر منحصر ہیں۔

$$\frac{1}{2} X_2(g) \xrightarrow{1/2\ \Delta_{diss}H^\ominus} X(g) \xrightarrow{\Delta_{eg}H^\ominus} X^-(g) \xrightarrow{\Delta_{hyd}H^\ominus} X^-(aq)$$

ہیلوجنوں کی نسبتی تکسیدی پاور کی مزید وضاحت پانی کے ساتھ ان کے تعامل کے ذریعہ کی جاسکتی ہے۔ فلورین، پانی کی آکسیجن میں تکسید کرتی ہے۔ جب کہ کلورین اور برومین پانی سے تعامل کر کے نظیری ہائڈروفیلک اور ہائڈروفیلس ایسڈ بناتے ہیں۔ پانی کے ساتھ آیوڈین کا تعامل از خود نہیں ہے۔ درحقیقت، تیزابی میڈیم میں آکسیجن کے ذریعہ I^- کی تکسید ہوتی ہے جو کہ فلورین کے ساتھ ہونے والے تعامل کے ٹھیک برعکس ہے۔

$$2F_2(g) + 2H_2O(l) \rightarrow 4H^+(aq) + 4F^-(aq) + O_2(g)$$

$$X_2(g) + H_2O(l) \rightarrow HX(aq) + HOX(aq)$$

(where X = Cl or Br)

$$4I^-(aq) + 4H^+(aq) + O_2(g) \rightarrow 2I_2(s) + 2H_2O(l)$$

فلورین کا بے ربط طرز عمل (Anomalous behavior of Fluorine)

دوری جدول کے دوسرے پیریڈ میں موجود p بلاک کے دیگر عناصر کی طرح فلورین کئی بے ربط خصوصیات کو ظاہر کرتی ہے۔ مثال کے طور پر فلورین کی آیونائزیشن اینتھالپی، برقی منفیت، بانڈ تحلیل کی اینتھالپی اور الیکٹروڈ مضمر توانائی دیگر ہیلوجن کے متوقع رجحانات کے مقابلے زیادہ ہیں۔ اس کے علاوہ آینی اور شریک گرفت نصف قطر، نقطہ گداخت اور نقطہ جوش نیز الیکٹران گین اینتھالپی توقع سے کافی کم ہے۔ فلورین کے بے ربط طرز عمل کی وجہ اس کا چھوٹا سائز، بہت زیادہ برقی منفیت، کم F-F بانڈ تحلیل اینتھالپی اور ویلنس شیل میں d اربٹل کی عدم دستیابی ہے۔

فلورین کے زیادہ تر معاملات حرارت زا ہیں (کیونکہ یہ دوسرے عناصر کے ساتھ چھوٹے اور مضبوط بانڈ بناتی ہے) یہ صرف ایک آکسوایسڈ بناتی ہے جب کہ دیگر ہیلوجن متعدد آکسوایسڈ بناتے ہیں۔ مضبوط ہائڈروجن بندش کی وجہ سے ہائڈروجن فلورائڈ رقیق (b.p. 293K) ہے۔ HF میں ہائیڈروجن گرفت بنتی ہے کیوں کہ فلورین کی

جسامت بہت چھوٹی اور برقی منفیت بہت زیادہ ہوتی ہے۔دیگر ہائڈروجن ہیلائڈ گیسیں جن کی جسامت بڑی اور برق منفیت کم ہوتی ہے گیسیں ہیں۔

(i) ہائڈروجن کے تئیں تعاملیت: سبھی ہیلوجن ہائڈروجن سے تعامل کرکے ہائڈروجن ہیلائڈ بناتے ہیں لیکن ہائڈروجن کے تئیں افینٹی فلورین سے آیوڈین تک کم ہوتی جاتی ہے۔ یہ پانی میں حل ہوکر ہائڈروہیلک ایسڈ بناتے ہیں۔ ہائڈروجن ہیلائڈوں کی کچھ خصوصیات جدول7.9 میں دی گئی ہیں۔ان تیزابوں کی تیزابی قوت کی متنوع ترتیب اس طرح ہے: H–F > H–Cl > H–Br > H–I گروپ میں نیچے جانے پر ان ہیلائڈوں کے استحکام میں کمی آتی ہے کیونکہ بانڈ (H-X) تحلیل اینتھالپی H–F > H–Cl > H–Br > H–I کی ترتیب میں گھٹتی ہے۔

جدول7.9 ہائڈروجن ہیلائڈوں کی خصوصیات

خصوصیت	HF	HCl	HBr	HI
نقطہ گداخت/K	190	159	185	222
نقطہ جوش/K	293	189	206	238
بانڈ کی لمبائی(H-X) /pm	91.7	127.4	141.4	160.9
$\Delta_{diss}H^{\ominus}$ /kJ mol^{-1}	574	432	363	295
pK_a	3.2	-7.0	-9.5	-10.0

(ii) آکسیجن کے تئیں تعاملیت: ہیلوجن، آکسیجن کے ساتھ متعدد آکسائڈ بناتے ہیں لیکن ان میں سے زیادہ تر غیر مستحکم ہیں۔فلورین دو آکسائڈ OF_2 اور O_2F_2 بناتی ہے۔ تاہم صرف OF_2 ہی 298K پر مستحکم ہے۔ یہ آکسائڈ لازمی طور پر آکسیجن فلورائڈ ہیں کیونکہ فلورین کی برقی منفیت آکسیجن کے مقابلے زیادہ ہے۔دونوں ہی مضبوط فلورینٹنگ ایجنٹ ہیں۔O_2F_2، پلوٹو نیم کی PuF_6 میں تکسید کرتا ہے اور استعمال شدہ نیوکلیائی ایندھن سے PuF_6 کو علیحدہ کرنے کے لیے اس تعامل کا استعمال کیا جاتا ہے۔

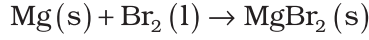
کلورین، برومین اور آیوڈین آکسائڈ بناتے ہیں جن میں ان ہیلوجنوں کی تکسیدی حالتیں 1+ سے 7+ تک ہوتی ہیں حرکیاتی اور حرحرکیاتی عوامل مجموعی طور سے ہیلوجنوں کے ذریعہ بننے والے آکسائڈوں کے استحکام کی گھٹتی ہوئی ترتیب I > Cl > Br کی تعمیم کی طرف رہنمائی کرتے ہیں۔آیوڈین کے آکسائڈ کی اعلیٰ مستقلی کی وجہ آیوڈین اور آکسیجن کے درمیان بننے والی گرفت کی اعلیٰ تقطیبیت ہے۔کلورین کے معاملے میں کلورین اور آکسیجن کے درمیان کثیر گرفت بنتے ہیں کیوں کہ اس کے پاس d آربٹل دستیاب ہیں۔اس کی وجہ سے استحکام بڑھ جاتا ہے۔ برومین میں دونوں خصوصیات کی کمی ہوتی ہے لہٰذا برومین کے آکسائڈ کا استحکام سب سے کم ہوتا ہے۔ ہیلوجن کے نسبتاً اونچے آکسائڈوں میں نچلے آکسائڈوں کے مقابلے زیادہ استحکام کا رجحان ہوتا ہے۔

کلورین آکسائڈ Cl_2O، ClO_2، Cl_2O_6 اور Cl_2O_7 بہت زیادہ متعامل تکسیدی ایجنٹ ہیں اور دھماکہ کا رجحان ظاہر کرتے ہیں۔ ClO_2 کا استعمال کاغذ کی لگدی اور ٹیکسٹائل نیز واٹر ٹریٹمنٹ میں بلیچنگ ایجنٹ کے طور پر کیا جاتا ہے۔

برومین آکسائڈ Br_2O، BrO_2، BrO_3 کمترین متحکم ہیلوجن آکسائڈ ہیں (وسطی قطار بے قاعدگی) اور صرف کم درجۂ حرارت پر ہی پائے جاتے ہیں یہ بہت مضبوط تکسیدی ایجنٹ ہیں۔

آیوڈائڈ آکسائڈ I_2O_4، I_2O_5، I_2O_7 غیر حل پذیر ٹھوس ہیں اور گرم کرنے پر تحلیل ہوجاتے ہیں۔ I_2O_5 بہت اچھا تکسیری ایجنٹ ہے اور اس کا استعمال کاربن مونو آکسائڈ کے تخمینہ میں کیا جاتا ہے۔

(iii) دھاتوں کے تئیں تعاملیت (Reactivity towards metals) ہیلوجن دھاتوں کے ساتھ تعامل کر کے دھاتی ہیلائڈ بناتے ہیں مثلاً برومین، میگنیشم کے ساتھ تعامل کر کے میگنیشم بروما ئڈ بناتی ہے۔

$$Mg(s) + Br_2(l) \rightarrow MgBr_2(s)$$

ہیلائڈوں کی آینی خصوصیت میں کمی کی ترتیب $MF > MBr > MCl$ ہے جہاں M یک گرفت دھات ہے۔ اگر دھات ایک سے زیادہ تکسیدی حالتیں ظاہر کرتی ہے تو اونچی تکسیدی حالت میں ہیلائڈ کم تکسیدی حالت کے مقابلے زیادہ شریک گرفتے ہوتے ہیں۔ مثلاً $SnCl_4$، $PbCl_4$، $SbCl_5$ اور UF_6 بالترتیب $SnCl_2$، $PbCl_2$، $SbCl_3$ اور UF_4 کے مقابلے زیادہ شریک گرفت ہیں

(iv) ہیلوجنوں کی دیگر ہیلوجنوں کے تئیں تعاملیت (Reactivity of Halogens towards other Halogens) ہیلوجن، خود اپنے آپ سے تعامل کر کے متعدد مرکبات بناتے ہیں۔ جنھیں XX'، XX_3'، XX_5' اور XX_7' قسم کے انٹر ہیلوجن کہا جاتا ہے۔ جہاں X بڑے سائز کا ہیلوجن ہے اور X' نسبتاً چھوٹے سائم کا ہیلوجن ہے۔

مثال 7.16

فلورین صرف 1- تکسیدی حالت کو ظاہر کرتی ہے جب کہ دیگر ہیلوجن 1+، 3+، 5+ اور 7+ تکسیدی حالتوں کو ظاہر کرتے ہیں۔ تشریح کیجیے۔

حل

فلورین سب سے زیادہ برقی منفی عنصر ہے اور کوئی بھی مثبت تکسیدی حالت ظاہر نہیں کرسکتا ہے۔ دیگر ہیلوجنوں کے پاس d اربٹل موجود ہے اس لیے وہ اپنے آکٹیٹ میں توسیع کرسکتے ہیں اور 1+، 3+، 5+ نیز 7+ تکسید حالتوں کو بھی ظاہر کرتے ہیں۔

متن پر مبنی سوالات

7.26 بانڈ تحلیلی اینتھالپی، الیکٹران گین اینتھالپی اور ہائڈریشن اینتھالپی جیسے پیرا میٹر کے مدنظر F_2 اور Cl_2 کی تکسیدی طاقت کا موازنہ کیجیے:

7.27 فلورین کے بے ربط طرز عمل کو ظاہر کرنے کے لیے دو مثالیں دیجیے۔

7.28 سمندر کچھ ہیلوجنوں کا اہم ماخذ ہے۔ تبصرہ کیجیے۔

7.19 کلورین (Chlorine)

کلورین کی کھوج 1774 میں شیلے (Scheele) کے ذریعہ MnO_2 پر HCl کے عمل کے ذریعہ کی گئی۔ 1810 میں ڈیوی نے اس کی ابتدائی نوعیت کا تعین کیا اور اس کے رنگ کی بنیاد پر اس کا نام کلورین تجویز کیا (یونانی

2019-20

میں Chloros کا مطلب ہے سبز مائل زرد)

تیاری

اسے مندرجہ ذیل کسی بھی طریقے سے بنایا جاسکتا ہے۔

(i) مینگنیز ڈائی آکسائڈ کو مرتکز ہائڈروکلورک ایسڈ کے ساتھ گرم کرکے

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

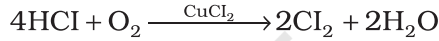
تاہم، HcI کی جگہ کھانے کا نمک اور مرتکز H_2SO_4 کے آمیزہ کا استعمال کیا جاسکتا ہے۔

(ii) پوٹاشیم پرمینگنیٹ پر HcI کے عمل سے

$$2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2$$

کلورین کی مینو فیکچرنگ(صنعتی طور پر تیاری)

(i) ڈیکن پراسس (Deacon's Process): 723K پر $CuCl_2$ (وسیط) کی موجودگی میں کرہ باد کی آکسیجن کے ذریعہ ہائڈروجن کلورائڈ کی تکسید ہے۔

$$4HCl + O_2 \xrightarrow{CuCl_2} 2Cl_2 + 2H_2O$$

(ii) الیکٹرولائٹک پراسس (Elecrolytic Process): کلورین کو برائن (مرتکز NaCl محلول) کر برق پاشیدگی (Electrolysis) کے ذریعہ بنایا جاتا ہے۔ کلورین اینوڈ پر خارج ہوتی ہے۔ اسے کئی کیمیائی صنعتوں میں ضمنی ماحصل کے طور پر بھی حاصل کیا جاتا ہے۔

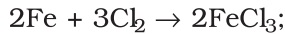
خصوصیات

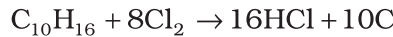
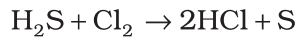
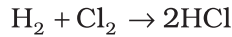
یہ سبز مائل زرد گیس ہے جس میں سے تیکھی بو آتی ہے۔ یہ ہوا سے 5-2 گنا بھاری ہے۔ اسے بآسانی سبز مائل زرد رقیق میں تبدیل کیا جاسکتا ہے جو کہ 239K پر ابلتا ہے۔ یہ پانی میں حل پذیر ہے۔

کلورین متعدد دھاتوں اور غیر دھاتوں سے تعامل کرکے کلورائڈ بناتی ہے۔

$2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$; $P4 + 6Cl_2 \rightarrow 4PCl_3$

$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$; $S_8 + 4Cl_2 \rightarrow 4S_2Cl_2$

$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$;

یہ ہائڈروجن کے تیئں بہت زیادہ افینٹی رکھتی ہے۔ یہ ہائڈروجن پر مشتمل مرکبات سے تعامل کرکے HcI بناتی ہے۔

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$
$$H_2S + Cl_2 \rightarrow 2HCl + S$$
$$C_{10}H_{16} + 8Cl_2 \rightarrow 16HCl + 10C$$

ٹھنڈے اور ڈائی لیوٹ القلیوں کے ساتھ کلورین، کلورائڈ اور ہائپوکلورائٹ کا آمیزہ بناتی ہے لیکن گرم اور مرتکز القلیوں کے ساتھ یہ کلورائڈ اور کلوریٹ بناتی ہے۔

$$2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$$

(ٹھنڈا اور ڈائی لیوٹ)

$$6\,NaOH + 3Cl_2 \rightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$$

(گرم اور مرتکز)

خشک بجھے چونے کے ساتھ یہ بلیچنگ پاؤڈر بناتی ہے۔

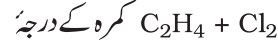
$$2Ca(OH)_2 + 2Cl_2 \rightarrow Ca(OCl)_2 + CaCl_2 + 2H_2O$$

بلیچنگ پاؤڈر کی ترتیب $Ca(OCl)_2.CaCl_2.Ca(OH)2.2H_2O$ ہے۔

کلورین، ہائڈروکاربنوں کے ساتھ تعامل کرکے بدل ماحصلات (Substituition Product) بناتی ہے جو کہ ہائڈروکاربنوں سے سیر ہوتے ہیں اور غیر سیر شدہ ہائڈروکاربنوں کے ساتھ جمع ماحصلات (Addition Products) بنتے ہیں۔

$$CH_4 + Cl_2 \quad CH_3Cl + HCl$$

میتھائل کلورائڈ ایتھین

کمرہ کے درجۂ $C_2H_4 + Cl_2$

حرارت پر $C_2H_2Cl_2$

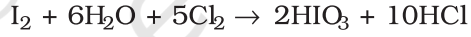
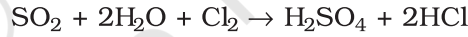
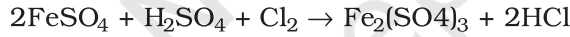
کلورین پانی کو یوں ہی رکھا رہنے دیں تو HCl اور HOCL بننے کی وجہ سے اس کا زرد رنگ غائب ہوجاتا ہے۔ اسی طرح بننے والا ہائپوکلورس ایسڈ (HOCL) Nascent آکسیجن فراہم کرتا ہے جو کہ کلورین کی بلیچنگ اور تکسیدی خصوصیات کے لیے ذمہ دار ہے۔

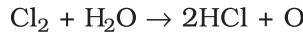
(i) کلورین فیرس کی فیرک میں، سلفائٹ کی سلفیٹ میں، سلفرڈائی آکسائڈ کی سلفیورک ایسڈ میں اور آیوڈین کی آیوڈک ایسڈ میں تکسید کرتی ہے۔

$$2FeSO_4 + H_2SO_4 + Cl_2 \rightarrow Fe_2(SO4)_3 + 2HCl$$

$$Na_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$

$$SO_2 + 2H_2O + Cl_2 \rightarrow H_2SO_4 + 2HCl$$

$$I_2 + 6H_2O + 5Cl_2 \rightarrow 2HIO_3 + 10HCl$$

(ii) کلورین ایک طاقتور بلیچنگ ایجنٹ ہے، بلیچنگ ایکشن کا سبب تکسید ہے۔
یہ نمی کی موجودگی میں نباتاتی یا نامیاتی مادہ کو بلیچ کر دیتی ہے۔کلورین کا بلیچنگ اثر مستقل ہے۔

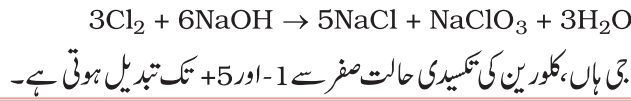
$$Cl_2 + H_2O \rightarrow 2HCl + O$$

بے رنگ شے $\rightarrow$ O+رنگین شے

استعمال: اس کا استعمال (i) کاغذ کی لگدی (کاغذ اور رے رین بنانے کے لیے درکار) کی بلیچنگ میں، کپاس اور ٹیکسٹائل کی بلیچنگ میں (ii) گولڈ اور پلیٹنم کے استخراج میں (iii) رنگ، دوائیں اور CCl_4، $CHCl_3$، DDT، ریفریجرنیٹ وغیرہ جیسے نامیاتی مرکبات بنانے میں (iv) پینے کے پانی کو اسٹیریلائز کرنے (v) فاسفین $(CoCl_2)$، آنسو گیس (CCl_3NO_2)، مسٹرڈ گیس $(ClCH_2CH_2SCH_2CH_2Cl)$ جیسی زہریلی گیسوں کو بنانے میں کیا جاتا ہے۔

مثال 7.17 کلورین اور گرم مرتکز NaOH کے درمیان ہونے والے تعامل کی متوازن کیمیائی مساوات لکھیے۔ کیا یہ تعامل ایک غیر متناسبیت تعامل ہے؟ جواز پیش کیجیے۔

حل

$$3Cl_2 + 6NaOH \rightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$$

جی ہاں، کلورین کی تکسیدی حالت صفر سے 1- اور 5+ تک تبدیل ہوتی ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.29 Cl_2 کے بلیچنگ ایکشن کی وجہ بتائیے

7.30 ایسی دو زہریلی گیسوں کے نام بتائیے جو کلورین سے تیار کی جاسکتی ہیں۔

7.20 ہائڈروجن کلورائڈ (Hydrogen Chloride)

اس ایسڈ کو گلوبر (Glauber) نے 1648 میں کھانے کے نمک کو مرتکز سلفیورک ایسڈ کے ساتھ گرم کر کے بنایا تھا۔ 1810 میں ڈیوی نے بتایا کہ ہائڈروجن اور کلورین کا مرکب ہے۔

تیاری (Preparation)

تجربہ گارہ میں اسے سوڈیم کلورائڈ کو مرتکز سلفیورک ایسڈ کے ساتھ گرم کر کے بنایا جاتا ہے۔

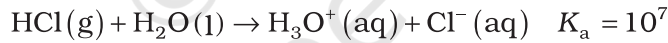
$$Na_2SO_4 + HCl \xrightarrow{823\,K} NaHSO_4 + NaCl$$

$$NaHSO_4 + HCl \xrightarrow{420\,K} NaCl + H_2SO_4$$

HCl گیس کو مرتکز سلفیورک ایسڈ سے گزار کر خشک کیا جاسکتا ہے۔

خصوصیات

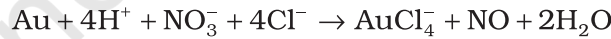
یہ ایک بے رنگ اور تیکھی بو والی گیس ہے۔ اسے بآسانی بے رنگ رقیق (b.p.189K) میں تبدیل کیا جاسکتا ہے اور یہ سفید کرسٹلی ٹھوس (F.P.159K) میں منجمد کی جاسکتی ہے۔

$$HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq) \quad K_a = 10^7$$

یہ ایک آبی محلول ہے اور اسے ہائڈروکلورک ایسڈ کہتے ہیں۔ تحلیلی مستقلہ (Ka) کی بہت زیادہ قدر اس بات کو ظاہر کرتی ہے کہ یہ پانی میں بہت مضبوط ایسڈ ہے۔ یہ NH_3 سے تعامل کر کے NH_4Cl کا سفید دھواں پیدا کرتا ہے۔

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$

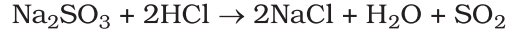
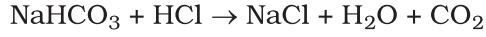
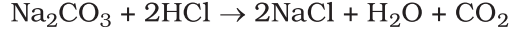
جب تین حصے مرتکز HCl اور ایک حصہ مرتکز HNO_3 کی آمیزش کی جاتی ہے تو ایکوا رجیا (Aqua Regia) حاصل ہوتا ہے جس کا استعمال سونا، پلیٹنم جیسی نوبل دھاتوں کو حل کرنے میں کیا جاتا ہے۔

$$Au + 4H^+ + NO_3^- + 4Cl^- \rightarrow AuCl_4^- + NO + 2H_2O$$

$$3Pt + 16H^+ + 4NO_3^- + 18Cl^- \rightarrow 3PtCl_6^{2-} + 4NO + 8H_2O$$

ہائڈروکلورک ایسڈ، کمزور ایسڈوں کے نمکوں جیسے کہ کاربونیٹ، ہائڈروجن کاربونیٹ سلفائٹ وغیرہ کی تحلیل کر دیتا ہے۔

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$$

$$NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2$$

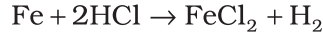
$$Na_2SO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + SO_2$$

استعمال: اس کا استعمال (i) کلورین، NH_4Cl اور گلوکوز (مکا کے، اسٹارچ سے) بنانے میں کیا جاتا ہے (ii) ہڈیوں سے گلو (Glue) کے استخراج اور بون بلیک کی تخلیص میں کیا جاتا ہے۔ (iii) دواؤں میں اور تجربہ گاہ میں ریجنٹ کے طور پر کیا جاتا ہے۔

مثال 7.18

جب HCl باریک آئرن پاؤڈر سے تعامل کرتا ہے تو یہ فیرس کلورائڈ بناتا ہے، فیرک کلورائڈ کیوں نہیں بناتا ہے؟

حل

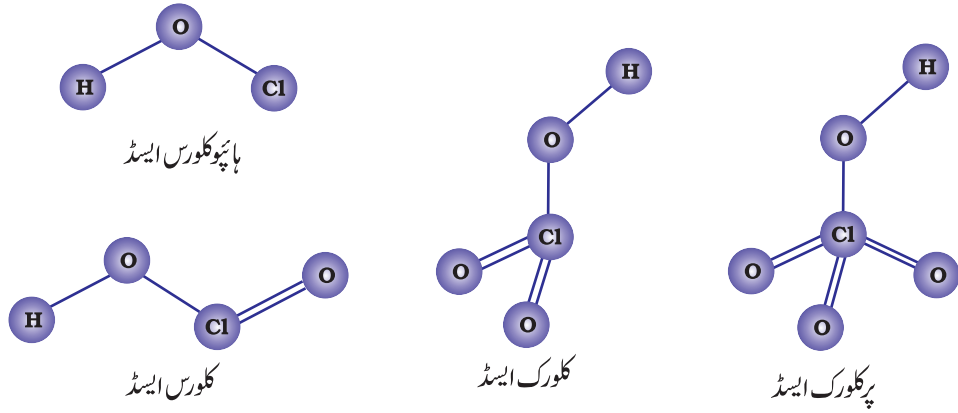
لوہے کے ساتھ اس کے تعامل میں H_2 پیدا ہوتی ہے۔

$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$$

ہائڈروجن کا اخراج فیرک کلورائڈ کے بننے کو روک دیتا ہے۔

7.21 ہیلوجن کے آکسو ایسڈ (Oxoacids of Halogens)

بہت زیادہ برقی منفیت اور چھوٹا سائز ہونے کی وجہ سے فلورین صرف ایک آکسوایسڈ HOF بناتی ہے جسے فلورک (I) ایسڈ یا ہائپوفلورس ایسڈ کہتے ہیں۔ دیگر ہیلوجن متعدد آکسوایسڈ بناتے ہیں۔ ان میں سے زیادہ تر کو خالص حالت میں علیحدہ نہیں کیا جاسکتا۔ یہ صرف آبی محلولوں اور اپنے نمکوں کی شکل میں ہی مستحکم ہوتے ہیں۔ ہیلوجنوں کے آکسوایسڈ جدول 7.10 میں دیے گئے ہیں اور ان کی ساختیں شکل 7.8 میں دی گئی ہیں۔

جدول 7.10: ہیلوجنوں کے آکسوایسڈ

ہیلک (I) ایسڈ (ہائپوہیلس ایسڈ)	HOF (ہائپوفلورس ایسڈ)	HOCl (ہائپوکلورس ایسڈ)	HOBr (ہائپوبروس ایسڈ)	HOI (ہائپوآیوڈس ایسڈ)
ہیلک (III) ایسڈ (ہیلس ایسڈ)	–	HOClO کلورس ایسڈ	–	–
ہیلوک (V) ایسڈ (ہیلک ایسڈ)	–	$HOClO_2$ (کلورک ایسڈ)	$HOBrO_2$ (برومک ایسڈ)	$HOIO_2$ (آیوڈک ایسڈ)
ہیلک (VII) ایسڈ (پرہیلک ایسڈ)	–	$HOClO_3$ (پرکلورک ایسڈ)	$HOBrO_3$ پربرومک ایسڈ	$HOIO_3$ پرآیوڈک ایسڈ

شکل **7.8** : کلورین کے آکسوایسڈوں کی ساختیں

7.22 انٹر ہیلوجن مرکبات (Interhalogen Compounds)

جب دو مختلف ہیلوجن ایک دوسرے سے تعامل کرتے ہیں تو انٹر ہیلوجن مرکبات بنتے ہیں۔ انھیں ایک عمومی ترکیب XX'، XX_3'، XX_5' اور XX_7' تفویض کی جاسکتی ہے جہاں X بڑے سائز کا ہیلوجن ہے اور X چھوٹے سائز کا ہیلوجن ہے نیز X' کے مقابلے X زیادہ برقی مثبت ہے۔ جیسے جیسے X اور X' کے نصف قطر کے درمیان نسبت میں اضافہ ہوتا ہے فی سالمہ ایٹموں کی تعداد میں بھی اضافہ ہوتا جاتا ہے۔ اس طرح آیوڈین (VII) فلورائڈ میں ایٹموں کی تعداد سب سے زیادہ ہونی چاہیے کیونکہ I اور F کے نصف قطر کے درمیان نسبت سب سے زیادہ ہونی چاہیے۔ اسی لیے اس کا فارمولہ IF_7 (ایٹموں کی سب سے زیادہ تعداد) ہے۔

تیاری (Preparation)

انٹر ہیلوجن مرکبات کو براہ راست اتحاد سے یا ہیلوجن اور کمتر انٹر ہیلوجن مرکبات کے درمیان تعامل سے بنایا جاتا ہے۔ بننے والے ماحصلات کچھ مخصوص حالات پر منحصر ہوتے ہیں۔ مثلاً

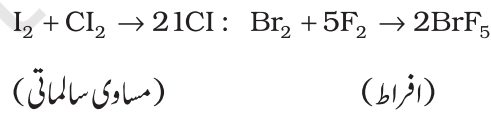
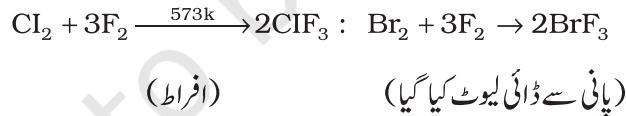
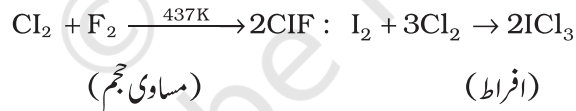
$$Cl_2 + F_2 \xrightarrow{437K} 2ClF \; ; \quad I_2 + 3Cl_2 \rightarrow 2ICl_3$$

(مساوی حجم) (افراط)

$$Cl_2 + 3F_2 \xrightarrow{573k} 2ClF_3 \; ; \quad Br_2 + 3F_2 \rightarrow 2BrF_3$$

(افراط) (پانی سے ڈائی لیوٹ کیا گیا)

$$I_2 + Cl_2 \rightarrow 2ICl \; ; \quad Br_2 + 5F_2 \rightarrow 2BrF_5$$

(مساوی سالماتی) (افراط)

خصوصیات

انٹر ہیلوجن مرکبات کی کچھ خصوصیات جدول 7.11 میں دی گئی ہیں۔

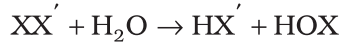
یہ سبھی شریک گرفت سالمات ہیں اور ڈایا مقناطیسی نوعیت کے حامل ہیں۔ یہ طیران پذیر رقیق یا ٹھوس ہیں سوائے ClF کے جو کہ 298K پر گیس ہے۔ ان کی طبیعی خصوصیات اجزائے ترکیبی ہیلوجن کی خصوصیات کے درمیان

جدول 7.11 انٹر ہیلوجن مرکبات کی کچھ خصوصیات

قسم	فارمولہ	طبیعی حالت اور رنگ	ساخت
$XX^{1}1$	ClF	بے رنگ گیس	–
	BrF	ہلکی بھوری گیس	–
	IF^{a}		–
	$BrCl^{b}$	گیس	
	ICl	روبی سرخ ٹھوس (form)	–
		بھورا سرخ ٹھوس (β-form)	–
	IBr	سیاہ ٹھوس	–
$XX^{1}3$	ClF_3	بے رنگ گیس	T شکل میں مڑا ہوا
	BrF_3	پیلا ہرا رقیق	T شکل میں مڑا ہوا
	IF_3	زرد پاؤڈر	T شکل میں مڑا ہوا(?)
	ICl_3^{c}	نارنجی ٹھوس	T شکل میں مڑا ہوا(?)
$XX^{1}5$	IF_5	بے رنگ گیس لیکن 77K سے نیچے ٹھوس	اسکوائر پائرامڈل
	BrF_5	بے رنگ رقیق	اسکوائر پائرامڈل
	ClF_5	بے رنگ رقیق	اسکوائر پائرامڈل
$XX^{1}7$	IF_7	بے رنگ گیس	پینٹا گونل بائی پیرامڈل

[a] بہت زیادہ غیر مستحکم: [b] کمرہ کے درجہ حرارت پر خالص ٹھوس ; [c] Cl^- برج ڈمر (I_2Cl_6) کی شکل میں ڈائی میرائز

میں ہیں سوائے اس کے ان کے نقطہ جوش اور نقطہ گداخت کے جو کہ توقع سے تھوڑا زیادہ ہیں۔ان کے کیمیائی تعاملات کا موازنہ انفرادی ہیلوجن کے ساتھ کیا جاسکتا ہے۔عمومی طور پر انٹر ہیلوجن مرکبات ہیلوجن (فلورین کو چھوڑ کر) کے مقابلے زیادہ تعامل پذیر ہیں۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ انٹر ہیلوجن میں 'X–X بانڈ ہیلوجن (F–F بانڈ کو چھوڑ کر) میں X–X بانڈ کے مقابلے کمزور ہے۔ یہ ہائڈرولائز ہوکر ہیلائڈ آین بناتے ہیں جو کہ نسبتاً چھوٹے ہیلوجن سے حاصل ہوتے ہیں اور ہائپو فیلائٹ (جب 'XX) ہیلائٹ (جب XX'_3) اور پر ہیلیٹ (جب XX'_7)این آین بناتے ہیں جو کہ نسبتاً بڑے ہیلوجن سے حاصل ہوتے ہیں۔

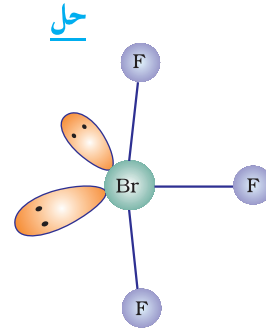
$$XX' + H_2O \rightarrow HX' + HOX$$

ان کی سالماتی ساخت بہت دلچسپ ہے جس کی وضاحت VSEPR نظریہ کی بنیاد پر کی جاسکتی ہے۔(مثال 7.19) XX_3 مرکبات مڑی ہوئی T شکل میں ہوتے ہیں۔ XX5 مرکبات اسکوائر پائرامڈل ہیں اور IF_7 کی ساخت پینٹا گونل بائی پیرامڈل ہے (جدول 7.11)

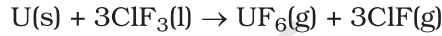
مثال 7.19

VSEPR نظریہ کی بنیاد پر BrF_3 کی سالماتی شکل سے بحث کیجیے۔

حل

مرکزی ایٹم Br کے ویلنس شیل میں 7 الیکٹران ہیں۔ ان میں سے تین الیکٹران تین فلورین ایٹموں کے ساتھ الیکٹران پیئر بانڈ بناتے ہیں اور 4 الیکٹران باقی رہ جاتے ہیں۔ اس طرح تین بانڈ پیئر اور دو لون پیئر ہیں۔ VSEPR نظریہ کے مطابق یہ ٹرائی گونل بائی پیرامڈل کے کونوں پر پوزیشن لیں گے۔ دو لون پیئر خط استوائی پوزیشن پر ہوں گے تاکہ لون پیئر لون پیئر اور بانڈ پیئر۔ لون پیئر دفعہ کم سے کم ہو سکے جو کہ بانڈ پیئر بانڈ پیئر دفع کے مقابلہ زیادہ ہوتا ہے۔ اس کے ساتھ ساتھ محوری فلورین ایٹم لون پیئر۔ لون پیئر دفع کو کم کرنے کے لیے خط استوائی فلورین کی جانب جھک جاتا ہے۔ شکل معمولی سے جھکے ہوئے T کی طرح ہوگی۔

F
Br
F
F

استعمال: ان مرکبات کا استعمال غیر آبی محلولوں کے طور پر کیا جا سکتا ہے۔ انٹرہیلوجن مرکبات بہت مفید لفورینیٹنگ ایجنٹ ہیں۔ ClF_3 اور BrF_3 کا استعمال ^{235}U کی افزونی میں UF_6 بنانے میں کیا جاتا ہے۔

$$U(s) + 3ClF_3(l) \rightarrow UF_6(g) + 3ClF(g)$$

متن پر مبنی سوالات

7.31 I_2 کے مقابلے ICl زیادہ تعامل پذیر کیوں ہے؟

7.23 گروپ 18 کے عناصر (Group 18 Elements)

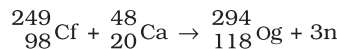
گروپ 18 چھ عناصر پر مشتمل ہے۔ ہیلیم، نی آن، آرگن، کرپٹان، زینان، ریڈان اور آگنیسین (Oganesseon)۔ یہ سبھی گیسیں ہیں اور کیمیائی اعتبار سے تعامل پذیر نہیں ہیں۔ یہ بہت کم مرکبات بناتے ہیں۔ اسی وجہ سے انھیں نوبل گیس کہا جاتا ہے۔

7.23.1 وقوع (Occurrence)

ریڈان اور آگنیسین کے علاوہ باقی سبھی نوبل گیس کرہ باد میں پائی جاتی ہیں۔ خشک ہوا میں یہ حجم کے اعتبار سے 1%~ ہوتی ہیں جس میں آرگن سب سے زیادہ ہے۔ ہیلیم اور بعض اوقات نی آن پچ بلینڈ، مونازائٹ، کلیوائٹ جیسی تابکار زنژاد معدنیات میں پائی جاتی ہیں۔ ہیلیم کا اہم تجارتی ماخذ قدرتی گیس ہے۔ زینان اور ریڈان گروپ کے ایسے عناصر ہیں جو بہت ہی کم مقداجر میں پائے جاتے ہیں۔ ریڈان کو ^{226}Ra کے روبہ تنزل ماحصل کے طور پر حاصل کیا جاتا ہے۔

$$^{226}_{88}Ra \rightarrow \; ^{222}_{86}Rn + ^{4}_{2}He$$

آگنیسین، $^{249}_{98}Cf$ ایٹم اور $^{48}_{20}Ca$ آئن کے ٹکراؤ سے مصنوعی طور پر بنائی جاتی ہے۔

$$^{249}_{98}Cf + ^{48}_{20}Ca \rightarrow \; ^{294}_{118}Og + 3n$$

آگنیسین کی ایٹمی کمیت 294 اور الیکٹرانک تشکل $[Rn]5f^{14},6d^{10},7s^{2},7p^{6}$ ہے۔ Og کی بہت کم مقدار کو ہی تیار کیا گیا ہے۔ اس کی نصف زندگی 0.7 ملی سیکنڈ ہے لہٰذا اس کی کیمسٹری کے لیے صرف پیشین گوئیاں ہی کی گئی ہیں۔

مثال 7.20 گروپ 18 کے عناصر نوبل گیسیں کیوں کہلاتی ہیں؟

حل گروپ 18 میں موجود عناصر کے ویلنس شیل ارِبٹل مکمل بھرے ہوئے ہیں اور اسی لیے مخصوص حالت میں ہی چند عناصر سے تعامل کرتے ہیں۔ لہٰذا اب انھیں نوبل گیس کہا جاتا ہے۔

گروپ 18 کے عناصر آرگنیسین کے علاوہ کی اہم ایٹمی اور طبیعی خصوصیات اور ان کے الیکٹرانی تشکل جدول 7.12 میں دیے گئے ہیں۔ گروپ کی ایٹمی، طبیعی اور کیمیائی خصوصیات کے رجحانات پر یہاں بحث کی گئی ہے۔

جدول 7.12: گروپ 18 کے عناصر کی ایٹمی اور طبیعی خصوصیات

خصوصیت	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn*
ایٹمی اعدد	2	10	18	36	54	86
ایٹمی کمیت / $mgol^{-1}$	4.00	20.18	39.95	83.80	131.30	222.00
الیکٹرانی تشکل	$1s_2$	$[He]2s^2 2p^6$	$[Ne]\ 3s^2 3p^6$	$[Ar]\ 3d^{10} 4s^2 4p^6$	$[Kr]\ 4d^{10} 5s^2 5p^6$	$[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$
ایٹی نصف قطر/pm	120	160	190	200	220	–
آیونائزیشن اینتھالپی / kJmol-1	2372	2080	1520	1351	1170	1037
الیکٹران گین اینتھالپی kJmol-1/	48	116	96	96	77	68
کثافت STP)/gcm–3	1.8×10^{-4}	9.0×10^{-4}	1.8×10^{-3}	3.7×10^{-3}	5.9×10^{-3}	9.7×10^{-3}
نقطہ گداخت K/	–	24.6	83.8	115.9	161.3	202
نقطہ جوش K/	4.2	27.1	87.2	119.7	165.0	211
کرہ باد میں موجودگی حجم کے اعتبار سے فیصدی	5.24×10^{-4}	–	1.82×10^{-3}	0.934	1.14×10^{-4}	8.7×10^{-6}

7.23.2 الیکٹرانی تشکل

سبھی نوبل گیسوں کا عمومی الیکٹرانی تشکل ns^2np^6 ہے سوائے، ہیلیم کے جس کا الیکٹرانی تشکل $1S^2$ ہے (جدول 7.12)۔ نوبل گیسوں کی متعدد خصوصیات بشمول ان کی جامد نوعیت کا سبب ان کی بند شیل ساخت کو سمجھا جاتا ہے۔

7.23.3 آیونائزیشن اینتھالپی

مستحکم الیکٹرانی تشکل کی وجہ سے یہ گیسیں بہت زیادہ آیونائزیشن اینتھالپی ظاہر کرتی ہیں۔ تاہم گروپ میں نیچے کی طرف ایٹمی سائز میں اضافہ ہونے پر یہ کم ہوتی جاتی ہے۔

7.23.4 ایٹمی نصف قطر

گروپ میں نیچے کی طرف ایٹمی عدد میں اضافہ کے ساتھ ایٹی نصف قطر میں اضافہ ہوتا جاتا ہے۔

7.23.5 الیکٹران گین اینتھالپی

کیونکہ نوبل گیسوں کا الیکٹرانی تشکل مستحکم ہے اس لیے ان میں الیکٹران کو حاصل کرنے کا رجحان نہیں ہوتا لہٰذا ان کی الیکٹرانی گین اینتھالپی کی قدریں بہت زیادہ مثبت ہوتی ہیں۔

طبیعی خصوصیات (Physical Properties)

سبھی نوبل گیسیں ایک ایٹم ہیں۔ یہ بے رنگ، بغیر ذائقہ اور بغیر بو والی گیسیں ہیں۔ یہ پانی میں بہت کم حل پذیر ہیں۔

ان کے نقطہ گداخت اور نقطہ جوش بہت کم ہوتے ہیں کیونکہ ان عناصر میں بین ایٹمی باہمی عمل صرف ایک ہی قسم کا ہے اور وہ ہے کمزور انتشاری قوتیں۔ ہیلیم کا نقطہ جوش ابھی تک معلوم تراشا میں سب سے کم (4.2K) ہے۔ اس میں ایک غیر معمولی خصوصیت بھی موجود ہے اور وہ یہ ہے کہ ہیلیم تجربہ گاہ میں عام طور سے استعمال ہونے والے مادوں جیسے ربر، کانچ یا پلاسٹک سے ہو کر نفوذ کر جاتی ہے۔

مثال 7.21 نوبل گیسوں کے نقطہ جوش بہت کم کیوں ہیں۔

حل نوبل گیس ایک ایٹمی ہونے کی وجہ سے ان میں بین ایٹوں قوتیں نہیں ہوتیں سوائے کمزور انتشاری قوتوں کے لہٰذا بہت کم درجہ حرارت پر ہی ان کی اماعت ہو جاتی ہے۔ اس طرح ان کے نقطہ جوش کم ہیں۔

کیمیائی خصوصیات (Chemical Properties)

عام طور سے نوبل گیسیں بہت کم تعامل پذیر ہیں۔ کیمیائی تعاملیت کے تئیں ان کا جمود (Inertness) مندرجہ ذیل وجوہات پر مبنی ہے۔

(i) ہیلیم کے علاوہ باقی تمام نوبل گیسوں کے ویلنس شیل میں مکمل بھرا ہوا ns^2np^6 الیکٹرانی تشکل ہے۔

(ii) ان کی آیونائزیشن اینتھالپی اور مثبت الیکٹران گین اینتھالپی بہت زیادہ ہے۔

جب سے نوبل گیسوں کی کھوج ہوئی ہے ان کی تعاملیت کی تفتیش وقتاً فوقتاً ہوتی رہی ہے۔ لیکن مرکبات بنانے کے لیے ان کا تعامل کرانے کی تمام کوششیں چند برسوں تک ناکام رہیں۔ مارچ 1962 میں نیل برٹیلٹ (Neil Bart lelt) جو اس وقت یونیورسٹی آف برٹش کولمبیا میں تھے نوبل گیس کے تعامل کا مشاہدہ کیا۔ سب سے پہلے انھوں نے ایک سرخ رنگ کا مرکب تیار کیا جس کا فارمولا $O_2^+PtF_6^-$ تھا۔ اس کے بعد اس نے مانا کہ سالماتی آکسیجن کی فرسٹ آیونائزیشن اینتھالپی ($1175\ kJmol^{-1}$) زینان کی فرسٹ آیونائزیشن اینتھالپی کے لگ بھگ مماثل تھی ($1170\ kJmol^{-1}$) اس نے Xe کے ساتھ اس قسم کے مرکبات بنانے کی کوشش کی اور ایک اور سرخ رنگ کا مرکب $Xe^+PtF_6^-$ بنانے میں کامیاب ہو گیا جسے زینان اور PtF_6 کے درمیان تعامل سے بنایا گیا ہے۔ اس کھوج کے بعد فلورین اور آکسیجن جیسے بہت زیادہ برق منفی عناصر کے ساتھ زینان کے متعدد مرکبات کی تالیف کی گئی۔

کرپٹان کے مرکبات بہت تھوڑے ہی ہیں۔ صرف ڈائی فلورائڈ (KrF_2) کا تفصیلی مطالعہ کیا گیا ہے۔ ریڈان کے مرکبات علیحدہ نہیں کیے جا سکے لیکن صرف ریڈیو ٹریسر تکنیک کے ذریعہ ان کی شناس کی گئی (مثلاً RnF_2) Ne، Ar یا He کے حقیقی مرکبات ابھی تک معلوم نہیں ہیں۔

(a) زینان۔ فلورین مرکبات (Xenon-fluorine compounds)

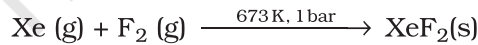
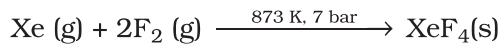
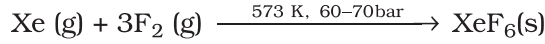
مناسب تجرباتی حالات کے تحت عناصر کے براہ راست تعامل سے زینان تین بائنری فلورائڈ XeF_2، XeF_4 اور XeF_6 بناتا ہے۔

$$Xe\,(g) + F_2\,(g) \xrightarrow{673\,K,\ 1\,bar} XeF_2(s)$$

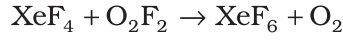
زنین کی زیادہ مقدار ہے

$$Xe\,(g) + 2F_2\,(g) \xrightarrow{873\,K,\ 7\,bar} XeF_4(s)$$

(1:5 ratio)

$$Xe(g) + 3F_2(g) \xrightarrow{573\ K,\ 60\text{–}70bar} XeF_6(s)$$

(1:20 ratio)

XeF_6 کو 143 K پر XeF_4 اور O_2F_2 کے باہمی عمل سے بھی بنایا جاتا ہے۔

$$XeF_4 + O_2F_2 \rightarrow XeF_6 + O_2$$

XeF_2، XeF_4 اور XeF_6 بے رنگ کرسٹلی ٹھوس ہیں اور 298 K پر ان کی بہت جلد تصعید ہوجاتی ہے۔ یہ طاقتور فلورینٹینگ ایجنٹ ہیں۔ یہ بہت تھوڑے سے پانی میں بھی ہائڈرولائز ہوجاتے ہیں مثال کے طور پر XeF2 ہائڈرولائز ہوکر Xe، HF اور O_2 بناتا ہے۔

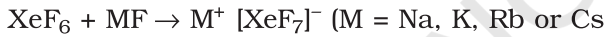
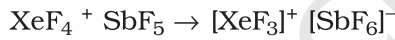
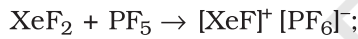
$$2XeF_2(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2Xe(g) + 4\ HF(aq) + O_2(g)$$

زینان کے تینوں فلورائڈوں کی ساخت کو VSEPR تھیوری کی بنیاد پر اخذ کیا جاسکتا ہے اور انھیں شکل 7.9 میں دکھایا گیا ہے۔ XeF_2 اور XeF_4 کی ساخت بالترتیب خطی اور اسکواء پلینر ہے۔ XeF_6 میں سات الیکٹران جوڑے (6 بندشی جوڑے اور ایک لون پیئر) ہوتے ہیں اور اس طرح اس کی ساخت مسخ شدہ آکٹا ہیڈرل ہوگی جیسا کہ گیسی حالت میں تجرباتی طور پر دیکھا گیا ہے۔

زینان فلورائڈ، فلورائڈ آین حصول کار سے تعامل کرکے کیٹ آینی اسپیشیز بناتے ہیں اور فلورائڈ آین معطی سے تعامل کرکے فلورو این آین بناتے ہیں۔

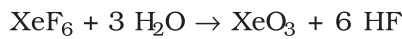
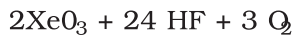
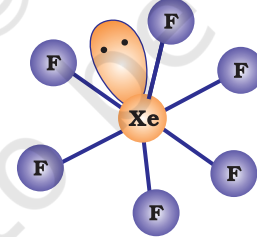
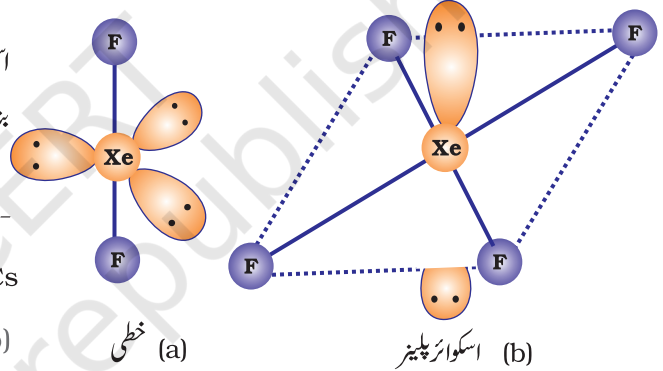
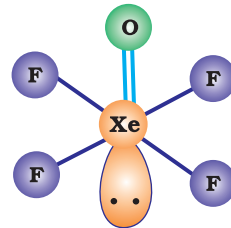
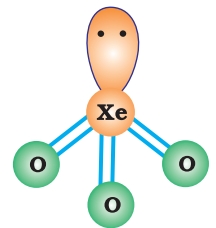
$$XeF_2 + PF_5 \rightarrow [XeF]^+ [PF_6]^-;$$

$$XeF_4 + SbF_5 \rightarrow [XeF_3]^+ [SbF_6]^-$$

$$XeF_6 + MF \rightarrow M^+ [XeF_7]^- \text{ (M = Na, K, Rb or Cs}$$

(b) زینان آکسیجن مرکبات

پانی کے ساتھ XeF_4 اور XeF_6 ہائڈرولائز ہوکر XeO_3 بناتے ہیں۔

$$6XeF_4 + 12\ H_2O \rightarrow 4Xe + 2XeO_3 + 24\ HF + 3\ O_2$$

$$XeF_6 + 3\ H_2O \rightarrow XeO_3 + 6\ HF$$

XeO_3 ایک بے رنگ دھماکہ خیز ٹھوس ہے۔ اس کی سالماتی ساخت پیراٹڈل ہوتی ہے (شکل 7.9)۔ XeO_4 بے رنگ طیران پذیر رقیق ہے اور اس کی ساخت اسکوائر پیراٹڈل ہے (شکل 7.9)

شکل 7.9: (a) XeF_2 (b) XeF_4 (c) XeF_6 (d) $XeOF_4$ اور (e) XeO_3 کی ساختیں

مثال 7.22 کیا XeF_6 کی آب پاشیدگی ایک ریڈاکس تعامل ہے؟

حل جی نہیں، ہائڈرولسس کے ماحصلات $XeOF_4$ اور XeO_2F_4 اور XeO_2F_2 ہیں جہاں تمام عناصر کی تکسیدی حالتیں وہی ہیں جو کہ تعامل کی حالت میں تھیں۔

استعمال: ہیلیم ایک غیر احتراق پذیر اور ہلکی گیس ہے۔ اسی لیے اس کا استعمال موسمیاتی مشاہدات کے لیے غباروں میں بھرنے کے لیے کیا جاتا ہے اس کا استعمال Gas-Cooled نیو کلیائی ری ایکٹروں میں بھی کیا جاتا ہے۔ رقیق ہیلیم (b.p. 4.2 K) کا استعمال کم درجہ حرارت پر انجام دیے جانے والے تجربات میں کرایوجینک ایجنٹ کے طور پر کیا جاتا ہے۔ اس کا استعمال طاقتور سپر کنڈکٹنگ مقناطیس تیار کرنے اور انھیں برقرار رکھنے میں کیا جاتا ہے یہ مقناطیس طبی تشخیص میں استعمال ہونے والے جدید NMR اسپیکٹرو میٹر اور MRI (Magnetic Resonance Imaging) نظاموں کا لازمی جزو ہیں۔ اس کا استعمال غوطہ خوری کے جدید آلات میں آکسیجن کو ڈائی لیوٹ کرنے میں کیا جاتا ہے کیونکہ یہ خون میں بہت کم حل پذیر ہے۔

نی آن کا استعمال تشہیر کے لیے فلوریسنٹ بلبوں اور ڈسچارج ٹیوب میں کیا جاتا ہے۔ نی آن بلبوں کا استعمال بوٹینکل گارڈن اور سبز گھروں میں کیا جاتا ہے۔

آرگن کا استعمال اونچے درجہ حرارت پر انجام دیے جانے والے فائز کاری عملوں میں جامد کرہ باد فراہم کرنے میں کیا جاتا ہے۔ (دھات یا بھرتوں کی آرک ویلڈنگ) اسے بجلی کے بلبوں میں بھی بھرا جاتا ہے۔ تجربہ گاہ میں اس کا استعمال ایسی اشیا کے استعمال میں کیا جاتا ہے جو کہ ہوا کے تئیں حاس ہوئی ہیں۔

زینان اور کرپٹان کا کوئی اہم استعمال نہیں ہے۔ ان کا استعمال خاص مقصد کے لیے بنائے گئے لائٹ بلبوں میں کیا جاتا ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.32 غوطہ خوری کے آلات میں ہیلیم کا استعمال کیوں کیا جاتا ہے؟

7.33 مندرجہ ذیل مساوات کو متوازن کیجیے۔ $XeF_6 + H_2O \rightarrow XeO_2F_2 + HF$

7.34 ریڈان کی کیمسٹری کا مطالعہ مشکل کیوں ہے؟

خلاصہ

دوری جدول کے گروپ 13 تا 18 p بلاک عناصر پر مشتمل ہیں جن کا ویلنس شیل الیکٹرانی تشکل ns^2np^{1-6} ہے۔ گروپ 13 اور 14 کا مطالعہ گیارہویں جماعت میں کیا گیا تھا۔ اس اکائی میں p بلاک کے باقی گروپوں میں بحث کی گئی۔

گروپ 15 پانچ عناصر پر مشتمل ہے جن کے نام ہیں N، P، As، Sb اور Bi جن کا عمومی الیکٹرانی تشکل ns^2np^3 ہے۔ چھوٹا سائز، خود اپنے اور آکسیجن یا کاربن جیسے بہت زیادہ برقی منفی ایٹموں کے ساتھ $p\pi-p\pi$ کثیر بانڈ کی تشکیل اور اپنے ویلنس شیل کی توسیع کے لیے d اربٹل کی عدم دستیابی کی وجہ سے نائٹروجن اس گروپ کے باقی عناصر سے مختلف ہے۔ گروپ 15 کے عناصر اپنی خصوصیات میں Gradation ظاہر کرتے ہیں۔ یہ ہائڈروجن، آکسیجن اور ہیلوجن سے تعامل کرتے ہیں۔ یہ 3+ اور 5+ دو اہم تکسیدی حالتوں میں ظاہر کرتے ہیں لیکن 3+ تکسیدی حالت، جامد جفتہ اثر کی وجہ سے بھاری عناصر کے موافق ہے۔

ڈائی نائٹروجن کو تجربہ گاہ میں اور صنعتی پیمانے پر بنایا جاسکتا ہے۔ یہ مختلف تکسیدی حالتوں میں N_2O، NO، N_2O_3، NO_2، N_2O_4 اور N_2O_5 جیسے آکسائڈ بناتی ہے۔ یہ آکسائڈ کمک ساختوں کے حامل ہیں اور ان میں کثیر بانڈ پائے جاتے ہیں۔ امونیا کو بڑے پیمانے پر ہیرا پراسس کے ذریعہ تیار کیا جاتا ہے۔ HNO_3 ایک اہم صنعتی کیمیکل ہے۔ یہ مضبوط مونو بیسک ایسڈ اور طاقتور تکسیدی ایجنٹ ہے۔ دھاتیں اور غیر دھاتیں مختلف حالات میں HNO_3 سے تعامل کر کے NO یا NO_2 بناتی ہیں۔

فاسفورس کی عنصری شکل P_4 ہے۔ یہ کئی بہروپی شکلوں (Allotropic Forms) میں پایا جاتا ہے۔ یہ ہائڈرائڈ بناتا ہے جو کہ ایک زہریلی گیس ہے۔ یہ PX_3 اور PX_5 دو قسم کے ہیلائڈ PH_3 بناتا ہے۔ PCl_3 کو سفید فاسفورس اور کلورین کے تعامل سے بنایا جاتا ہے جب کہ PCl_5 کو SO_2Cl_2 کے ساتھ فاسفورس کے تعامل سے بنایا جاتا ہے۔ فاسفورس متعدد آکسوایسڈ بناتا ہے۔ P-O گروپوں کی تعداد کی بنیاد پر ان کی اساسیت مختلف ہوتی ہے۔ وہ آکسوایسڈ جن میں P-H بانڈ ہوتے ہیں اچھے تحویلی ایجنٹ ہیں۔

گروپ 16 کے عناصر کا عمومی الیکٹرانی تشکل ns^2np^4 ہے۔ یہ زیادہ سے زیادہ تکسیدی حالت 6+ ظاہر کرتے ہیں۔ گروپ 16 کے عناصر کی طبیعی اور کیمیائی خصوصیات میں Gradation کا مشاہدہ کیا جاسکتا ہے۔ تجربہ گاہ میں ڈائی آکسیجن کو MnO_2 کی موجودگی میں $KClO_3$ کو گرم کر کے بنایا جاتا ہے۔ یہ دھاتوں کے ساتھ کئی آکسائڈ بناتی ہے۔ آکسیجن کی بہروپی شکل O_3 ہے جو کہ بہت زیادہ تکسیدی ایجنٹ ہے۔ سلفر متعدد بہروپی شکلیں تشکل دیتا ہے۔ ان میں سے سلفر کی x اور B شکلیں سب سے زیادہ اہم ہیں۔ سلفر، آکسیجن سے تعامل کر کے SO_2 اور SO_3 جیسے آکسائڈ بناتا ہے۔ SO_2 کو سلفر اور آکسیجن کے براہ راست اتحاد سے بنایا جاتا ہے۔ SO_2 کا استعمال H_2SO_4 بنانے میں کیا جاتا ہے۔ سلفر متعدد آکسوایسڈ بناتا ہے جن میں سے H_2SO_4 سب سے اہم ہے۔ اسے کانٹیکٹ پراسس کے ذریعہ بنایا جاتا ہے۔ یہ ڈی ہائڈریٹنگ اور تکسیدی ایجنٹ ہے۔ اس کا استعمال کئی مرکبات بنانے میں کیا جاتا ہے۔

دوری جدول کا گروپ 17 F، Cl، Cl، B، I اور At جیسے عناصر پر مشتمل ہے۔ یہ عناصر انتہائی تعامل پذیر ہیں اور اسی لیے یہ صرف متحد حالت میں ہی پائے جاتے ہیں۔ ان عناصر کی مشترک تکسیدی حالت 1- ہے۔ تاہم اونچی تکسیدی حالت 7+ بھی دیکھی جاسکتی ہے۔ یہ طبیعی اور کیمیائی خصوصیات میں باقاعدہ Gradation ظاہر کرتے ہیں۔ یہ آکسائڈ، ہائڈروجن ہیلائڈ انٹر ہیلوجن مرکبات اور آکسوایسڈ بناتے ہیں۔ کلورین کو HCl اور $KMnO_4$ کے تعامل سے بآسانی بنایا جاسکتا ہے۔ NaCl کو مرتکز H_2SO_4 کے ساتھ گرم کر کے HCl بنایا جاتا ہے۔ ہیلوجن آپس میں تعامل کر کے انٹر، ہیلوجن مرکبات بناتے ہیں جو کہ XX^1_n قسم کے ہوتے ہیں (n=1,3,5,7) جہاں X^1، X کے مقابلے ہلکا ہوتا ہے۔ ہیلوجن کے متعدد آکسوایسڈ معلوم ہیں۔ ان آکسوایسڈوں کی ساخت میں ہیلوجن مرکزی ایٹم کی حیثیت رکھتے ہیں جو کہ ہر ایک معاملے میں ایک OH بانڈ (X-OH) سے منسلک رہتا ہے۔ کچھ معاملوں میں X=O بانڈ بھی پائے جاتے ہیں۔

دوری جدول کا گروپ 18 نوبل گیسوں پر مشتمل ہے۔ ان کا ویلنس شیل الیکٹرانی تشکل ns^2np^6 (ہیلیم کو چھوڑ کر جن کا تشکل 152 ہے)۔ Rn کے علاوہ یہ سبھی گیسیں کرہ باد میں پائی جاتی ہیں Rn کو ^{226}Ra کے روبہ تنزل ما حصل کے طور پر حاصل کیا جاتا ہے۔

بیرونی شیل کا آکٹیٹ مکمل ہونے کی وجہ سے ان میں مرکبات بنانے کا رجحان بہت کم ہوتا ہے۔ مخصوص حالات کے تحت زینان کے فلورین اور آکسیجن کے ساتھ عمدہ خصوصیات کے حامل مرکبات بنائے جاسکتے ہیں۔ ان گیسوں کے متعدد استعمال ہیں۔ آرگن کا استعمال جامد کرہ باد فراہم کرنے کے لیے کیا جاتا ہے۔ ہیلیم کا استعمال موسمیاتی مشاہدات کے لیے کام میں آنے والے غباروں میں بھرنے کے لیے کیا جاتا ہے۔ یانی آن کا استعمال ڈسچارج ٹیوب اور فلوریسنٹ بلبوں میں کیا جاتا ہے۔

مشقیں

7.1 گروپ 15 کے عناصر کی عمومی خصوصیت پر ان کے الیکٹرانی تشکل، تکسیدی حالت ایٹمی سائز، آیونائزیشن اینتھالپی اور برقی منفیت کے حوالے سے بحث کیجیے؟

7.2 نائٹروجن کی تعاملیت فاسفورس سے مختلف کیوں ہے؟

7.3 گروپ15 کے عناصر کی کیمیائی تعاملیت کے رجحانات پر بحث کیجیے۔

7.4 NH_3 ہائڈروجن بانڈ بناتی ہے جب کہ PH_3 نہیں بناتی۔ کیوں؟

7.5 تجربہ گاہ میں نائٹروجن کو کس طرح بنایا جاتا ہے؟ ملوث کیمیائی تعامل کی مساوات لکھیے۔

7.6 امونیا کو صنعتی پیمانے پر کس طرح بنایا جاتا ہے؟

7.7 وضاحت کیجیے کہ کاپر دھات HNO_3 سے تعامل کر کے کس طرح مختلف ماحصلات بناتی ہے؟

7.8 NO_2 اور N_2O_5 کی گمگ ساختیں بنائیے۔

7.9 HNH کی زاویہ قدر HPH، HAsH اور HSbH زاویوں کے مقابلے زیادہ ہے۔ کیوں؟
(اشارہ: NH_3 میں sp^3 مخلوطیت نیز ہائڈروجن اور گروپ کے دیگر عناصر کے درمیان صرف S-P بندش کی بنیاد پر واضح کیا جاسکتا ہے۔)

7.10 $R_3P=O$ کا وجود ہے جب کہ $R_3N=O$ (R الکائل گروپ ہے) کا نہیں۔ کیوں؟

7.11 وضاحت کیجیے کہ NH_3 اساسی ہے جب کہ BH_3 بہت معمولی اساسی ہے۔

7.12 نائٹروجن دو ایٹمی سالمہ کی شکل میں پایا جاتا ہے اور فاسفورس p_4 کی شکل میں پایا جاتا ہے۔ کیوں؟

7.13 سفید فاسفورس اور سرخ فاسفورس کی خصوصیات کے درمیان اہم فرق لکھیے۔

7.14 نائٹروجن، فاسفورس کے مقابلے کم کیٹینیشن خصوصیات کو ظاہر کرتی ہے۔

7.15 H_3PO_3 کا غیر متناسبیت تعامل لکھیے۔

7.16 کیا PCl_3 تکسیدی ایجنٹ کے ساتھ ساتھ تحویلی ایجنٹ کے طور پر بھی کام کرسکتا ہے؟

7.17 الیکٹرانی تشکل، تکسیدی حالت اور ہائڈرائڈوں کی تشکیل کے لحاظ سے O، S، Se، Te اور Po کو دوری جدول کے ایک ہی گروپ میں رکھا گیا ہے۔ اس بیان کی حمایت میں دلائل دیجیے۔

7.18 ڈائی آکسیجن گیس کیوں ہے جب کہ سلفر ٹھوس ہے؟

7.19 $O \rightarrow O^-$ اور $O \rightarrow O2^-$ کی الیکٹران گین اینتھالپی کی قدریں بالترتیب -141 اور $702\ kJ\ mol^{-1}$ ہیں۔ O^- پر مشتمل نہ ہو کر O^{2-} پر مشتمل بہت زیادہ تعداد میں آکسائڈوں کی تشکیل کی آپ کیا وجہ بتا سکتے ہیں؟

7.20 کون سے ایروسول اوزون کو پتلا کرتے ہیں؟

7.21 کانٹیکٹ پراسس کے ذریعہ H_2SO_4 بنانے کا طریقہ بیان کیجیے۔

7.22 SO_2 ہوا میں کس طرح آلودگی پھیلاتی ہے؟

7.23 ہیلوجن مضبوط تکسیدی ایجنٹ کیوں ہیں؟

7.24 واضح کیجیے کہ فلومین صرف آکسوایسڈ HoF ہی کیوں بناتی ہے؟

7.25 واضح کیجیے کہ تقریباً یکساں برقی منفیت کی حامل آکسیجن اور کلورین میں سے آکسیجن ہائڈروجن بانڈ بناتی ہے جب کہ کلورین نہیں۔ کیوں؟

7.26 ClO_2 کے دو استعمال لکھیے۔

7.27 ہیلوجن رنگین کیوں ہیں؟

7.28 F_2 اور Cl_2 کے پانی کے ساتھ تعامل لکھیے۔

7.29 آپ Cl_2 کو HCl کو Cl_2 کس طرح تیار کر سکتے ہیں؟ صرف تعاملات لکھیے۔

7.30 Xe اور ptF_6 کے درمیان تعامل کرانے کے لیے N.Bartlet کو کس چیز نے تحریک دی۔

7.31 مندرجہ ذیل میں فاسفورس کی تکسیدی حالتیں کیا ہیں؟

(i) H_3PO_3 (ii) PCl_3 (iii) Ca_3P_2 (iv) Na_3PO_4 (v) POF_3

7.32 مندرجہ ذیل کی متوازن مساواتیں لکھیے۔

(i) NaCl کو MnO_2 کی موجودگی میں سلفیورک ایسڈ کے ساتھ گرم کیا جاتا ہے۔

(ii) پانی میں NaI کے محلول میں کلورین گیس کو گزارا جاتا ہے۔

7.33 زنیان کے کلورائڈ XeF_2، XeF_4 اور XeF_6 کس طرح حاصل کیے جاتے ہیں؟

7.34 ClO کس تعدیلی سالمہ کے آئسو الیکٹرانک ہے؟ کیا یہ سالمہ لیوئس اساس ہے؟

7.35 XeO_3 اور $XeOF_4$ کس طرح بنائے جاتے ہیں؟

7.36 مندرجہ ذیل کو ہر ایک سیٹ کی خصوصیت کے اعتبار سے ترتیب دیجیے۔

(i) F_2, Cl_2, Br_2, I_2 - بڑھتی ہوئی بانڈ تحلیل اینتھالپی

(ii) HF, HCl, HBr, HI، بڑھتی ہوئی تیزابی طاقت

(ii) $NH_3, PH_3, AsH_3, SbH_3, BiH_3$ بڑھتی ہوئی اساسی طاقت

7.37 مندرجہ ذیل میں کس کا وجود نہیں ہے؟

(i) $XeOF_4$ (ii) NeF_2 (iii) XeF_2 (iv) XeF_6

7.38 اس نوبل گیس اسپیشز کا فارمولہ اور ساخت بیان کیجیے جو

(i) ICl_4^- (ii) IBr_2^- (iii) BrO_3^- کے ہم ساختی ہے۔

7.39 نوبل گیسوں کے ایٹمی سائز نسبتاً زیادہ کیوں ہوتے ہیں؟

7.40 نی آن اور آرگن گیسوں کے استعمال کی فہرست بنائیے۔

متن پر مبنی کچھ سوالوں کے جوابات

7.1 تکسیدی حالت جتنی زیادہ مثبت ہوگی، قوت تقطیب بھی اتنی ہی زیادہ ہوگی نتیجتاً مرکزی ایٹم اور دوسرے ایٹم کے درمیان بننے والے بانڈ کی شریک گرفت خصوصیات میں اضافہ ہوگا۔

7.2 کیونکہ BH_3، گروپ 15 کے ہائڈرائڈوں میں سب سے کم مستحکم ہے۔

7.3 مضبوط $P\pi$-$P\pi$ اوورلیپنگ کی وجہ سے N=N تہرا بانڈ بنتا ہے۔

7.6 N_2O_5 کی ساخت اس بات کا ثبوت ہے کہ نائٹروجن کی کوویلنسی 4 ہے

7.7 دونوں میں sp_3 مخلوطیت ہے۔ PH_4^+ میں سبھی چاروں اربٹل بندش میں شامل ہیں جب کہ PH_3 میں p پر الیکٹرانوں کا ایک لون پیئر ہے۔ جو کہ PH_3 میں لون پیئر۔ بانڈ پیئر دفع کے لیے ذمہ دار ہے اور بانڈ زاویہ 109°28' سے کم ہوتا ہے۔

7.10 $PCl_5 + H_2O \rightarrow POCl_3 + 2HCl$

7.11 H_3PO_4 کے سالمہ میں تین P-OH گروپ موجود ہوتے ہیں۔ لہٰذا اس کی اساسیت تین ہے۔

7.15 آکسیجن کا چھوٹا سائز اور بہت زیادہ برق منفیت کی وجہ سے پانی کے سالمات، ہائڈروجن بندش سے بہت زیادہ وابستہ ہوتے ہیں۔ جو کہ اس کی رقیق حالت کی وجہ ہے۔

7.21 دونوں S-O بانڈ شریک گرفت ہیں اور گمگ ساختوں کی وجہ سے مساوی طاقت رکھتے ہیں۔

7.25 H_3O^+ اور HSO_4^- تک پہلی آیونائزیشن کی وجہ سے H_2SO_4 پانی میں نہایت مضبوط تیزاب ہے۔ H_3O^+ اور $SO_4 2^-$ تک HSO_4^- کا آیونائزیشن بہت کم ہے۔ اسی لیے $K_{a_2} << K_{a_1}$

7.31 عمومی طور پر، انٹرہیلوجن مرکبات X-X^1 بانڈ کے مقابلے X-X بانڈ کے کمزور ہونے کی وجہ سے انٹرہیلوجن مرکبات، ہیلوجن کے مقابلے زیادہ تعامل پذیر ہوتے ہیں۔ اسی لیے I2 کے مقابلے ICl زیادہ تعامل پذیر ہے۔

7.34 ریڈان ایک تابکار عنصر ہے جس کی نصف عمر بہت مختصر ہے اسی لیے ریڈان کی کیمسٹری کا مطالعہ ایک مشکل امر ہے۔